MANUEL D'UN COURS DE CHIMIE, OU PRINCIPES ÉLÉMENTAIRES THÉORIQUES ET...



MANUEL
D'UN
COURS DE CHIMIE.

IMPRIMERIE DE H.-L. PERRONNEAU.

MANUEL
D'UN
COURS DE CHIMIE,
OU
PRINCIPES ÉLÉMENTAIRES
THÉORIQUES ET PRATIQUES
DE CETTE SCIENCE.

CINQUIÈME ÉDITION, avec 25 Planches et des Tableaux.

Par E.-J.-B. BOUILLON-LAGRANGE, Docteur en médecine, Professeur au Lycée Napoléon et à l'École de Pharmacie, Membre du Jury d'instruction de l'École impériale vétérinaire d'Alfort, de plusieurs Sociétés savantes françaises et étrangères.

TOME PREMIER.



PARIS,

J. KLOSTERMANN fils, Libraire de l'Ecole Impériale Polytechnique, rue du Jardinet, n° 13.

M. DCCC. XII.

RAPPORT

Fait à la Société de Pharmacie de Paris, le 15 avril 1812, par MM. Parmentier, Vauquelin, et Boullay.

La Société a chargé MM. Parmentier, Vauquelin et moi, de lui rendre compte d'une nouvelle édition du *Manuel d'un Cours de Chimie*, que notre confrère, M. Bouillon-Lagrange, vient de publier.

Le plan est le même que celui de la quatrième édition; comme cette dernière, elle offre d'abord un abrégé chronologique de la chimie. On y trouve la description d'un laboratoire de chimie, le détail des ustensiles de toute espèce qui doivent entrer dans sa composition; viennent ensuite des considérations relatives au but de la chimie, et aux moyens que l'art a mis dans nos mains pour y parvenir. L'analyse, la pesanteur spécifique et les lois de l'affinité sont l'objet d'autant d'articles intéressans qui complètent des généralités nécessaires pour l'intelligence du reste de l'ouvrage.

Les corps considérés chimiquement par M. Bouillon-Lagrange, sont divisés en sept classes.

La première classe traite des corps indécomposés,

tels que la lumière, le calorique, le carbone, le phosphore, le soufre, etc.

Dans la seconde, il est question de substances brûlées ou oxigénées, oxides et acides.

La troisième présente les bases salifiables terreuses et alcalines.

L'objet de la quatrième est de faire connaître les sels résultans de la combinaison des acides avec les bases salifiables.

On trouve dans la cinquième, la classification et les propriétés chimiques des métaux et de leurs composés, des vues générales sur la structure du globe, et des détails sur la nature des eaux minérales.

Les qualités chimiques des végétaux, ou la chimie végétale proprement dite, forment la sixième classe.

Dans la septième et dernière, l'auteur s'occupe des matières animales.

Dans l'état actuel de la science, et sur-tout depuis les savantes expériences de M. Davy, les alcalis et les terres qui constituent la troisième classe devraient rentrer au moins en partie dans la seconde, et trouver place parmi les oxides. M. Bouillon-Lagrange s'est contenté de rapporter les nouvelles découvertes auxquelles ces substances ont donné lieu, attendant, sans doute, pour les placer, que des recherches encore plus multipliées, aient détruit toute incertitude sur leur véritable composition.

Nous nous dispenserons de présenter à la Société, l'analyse d'un ouvrage très-avantageusement connu par quatre éditions qui se sont rapidement succédées. Nous ferons seulement observer que cette dernière est la plus complète; que tous les articles ont subi des changemens et des améliorations plus ou moins considérables; que plusieurs sont même entièrement nouveaux, par le soin que M. Bouillon-Lagrange a eu de réunir tout ce qui a été publié d'important pendant ces dernières années. Les recueils scientifiques français, anglais, italiens, et sur-tout les journaux et les autres ouvrages allemands publiés par Klaproth, Gren, Gehlen, Bucholz, Hermbstaedt, Trommsdorff, Richter, etc, lui ont fourni une mine abondante de faits nouveaux, dont plusieurs ne nous étaient qu'imparfaitement connus.

En lisant le nouveau *Manuel d'un Cours de Chimie*, on est étonné des nombreux et utiles travaux dont cette belle science s'enrichit chaque jour. Depuis peu de tems ces différentes parties se sont considérablemen taccrues, et la chimie végétale sur-tout, doit beaucoup aux efforts des pharmaciens. L'analyse végétale marche en ce moment d'un pas plus rapide et plus sûr.

Quoique le Manuel de M. Bouillon-Lagrange présente un tableau complet de l'état actuel de la chimie, soit chez nous, soit à l'étranger, nous féliciterons notre confrère d'avoir donné moins d'impor-

tance à des théories encore incertaines, à l'examen de quelques corps destinés à rester longtems l'objet de recherches purement scientifiques, ou dont les applications sont totalement étrangères à notre art, pour s'occuper avec soin de ce qu'il importe plus particulièrement au pharmacien de connaître. L'auteur a donc plus *spécialisé* son ouvrage, en le rendant vraiment classique, pour ceux qui étudient l'une des branches de l'art de guérir, ou qui suivent le cours de chimie de notre École. Les maîtres y trouveront également à perfectionner les connaissances que tout pharmacien doit avoir acquises, ainsi qu'un très-grand nombre de procédés capables d'éclairer leur pratique journalière.

Nous pensons que la Société accordera comme nous des éloges à notre collègue, dont tous les momens sont consacrés à étendre et à propager une science dont l'existence est intimément liée à celle de la pharmacie.

PARMENTIER. VAUQUELIN.

P. F. G. BOULLAY, *rapporteur*.

Cet Ouvrage, exposé succinct du Cours spécial de l'École de Pharmacie, renferme la Chimie expérimentale, et les applications de cette Science à la médecine et à la pharmacie.

L'expérience m'a démontré que ces élémens sont à la portée des personnes qui commencent l'étude de la Chimie. Ils ne peuvent donc point présenter les développemens et la profondeur de la science. Je n'ai jamais eu la prétention de faire un ouvrage tel qu'on a droit de l'attendre d'un chimiste célèbre.

Les changemens et les nombreuses additions qu'offre cette cinquième édition la feront trouver, j'ose l'espérer, au niveau des connaissances acquises. J'ai tâché de n'y rien omettre des découvertes utiles qui ont été faites jusqu'à ce jour, tant en France que chez l'étranger.

PRÉCIS HISTORIQUE

SUR

L'ORIGINE, LES PROGRÈS ET L'UTILITÉ

DE LA CHIMIE.

La véritable étymologie et l'origine du mot *Chimie* sont inconnues. Tout ce qu'on peut dire de plus raisonnable sur cet objet, c'est que l'invention de plusieurs arts qui dépendent de la Chimie, est de la plus haute antiquité. Mais la Chimie actuelle pourrait être regardée, avec raison, comme une science moderne. Vainement on en cherche la trace chez les anciens. La fonte des métaux, la préparation des briques, l'extraction du natron dans le limon du Nil, la fabrication des savons, de l'alun, l'extraction du muriate de soude, l'embaumement des corps, l'art de faire le verre, de peindre les porcelaines, de teindre la soie, prouvaient les progrès des arts chez les Egyptiens et les peuples asiatiques. Les Grecs connurent la filtration, la verrerie, la calcination et la distillation *per descensum*, mais tous ces travaux ne démontrent pas qu'ils connaissaient la Chimie. Le vinaigre était le seul acide connu; parmi les sels, on ne traitait que le muriate

de soude, le muriate d'ammoniac et l'alun; le vert-de-gris et le vitriol de fer étaient les seules matières employées. On travaillait sept métaux ductiles; les cassans étaient ignorés. L'art était au berceau, la science n'existait pas.

Entre le 7e. et le 17e. siècle de l'ère vulgaire, la Chimie acquiert quelques faits sans liaison et sans suite; elle se borne à vouloir faire de l'or, et à chercher un remède universel; les Arabes l'appliquent à la Matière médicale.

Au 13e. siècle, *Roger-Bacon* se rend célèbre par l'invention du télescope, et par la découverte de la poudre à canon; quelques historiens attribuent celle de la poudre à *Barthold Schwartz*. *Arnaud de Villeneuve* fait connaître les acides minéraux.

Dans le 14e., *Raymond Lulle* écrit sur les eaux-fortes et les métaux; *Basile Valentin* donne les préparations de l'antimoine.

Pendant le 16e., *Agricola* réunit en système les procédés métallurgiques, et les travaux des arts chimiques. Les verres colorés, les émaux paraissent en Europe.

Le 17e. présente *Vonhelmont*, *Kunckel* et *Glouber*. Cet intervalle du moyen âge avait procuré la découverte des acides sulfurique, nitrique et muriatique. Les alcalis étaient mieux connus, le volatil était extrait du sel ammoniac par le moyen de l'alcali fixe. Le muriate de potasse était découvert, ainsi que le sulfate de soude, et quelques

sels terreux. Les sels métalliques furent l'objet d'une étude approfondie. Le nitrate et le muriate d'argent, ceux de mercure furent employés. Le précipité rouge, le sel de Saturne, le beurre d'antimoine, la poudre d'*Algérott*, le tartre antimonié, les trois vitriols, furent découverts. On distingua le sable de l'argile; l'eau de chaux fut préparée, les sulfures alcalins indiqués. Les métaux cassans, appelés demi-métaux, furent distingués des ductiles; le bismuth, l'antimoine, le zinc et l'arsenic, furent obtenus à l'état métallique. Une foule d'oxides, de prétendues teintures métalliques furent trouvées; on distilla les huiles volatiles et les huiles empyreumatiques; les éthers furent entrevus et l'esprit-de-vin mieux connu. Telle est l'histoire de cette époque de l'esprit humain qui précéda, selon *Bergmann*, l'aurore de la science.

La *véritable Chimie* naquit proprement avec le Traité philosophique de *Barner* et la Chimie raisonnée de *Bohnius*. *Bacon*, *Descartes*, *Leibnitz*, *Galilée*, *Torricelli* et *Newton* avaient mis l'expérience à la place des systêmes. La physique expérimentale ouvrit la carrière aux observateurs; les sociétés savantes se formaient de toutes parts en Europe; l'analyse des eaux fut faite à Paris, par *Duclos*; on découvrit le phosphore; *Leibnitz* l'examina à Berlin; *Boyle* lia les observations chimiques aux expériences physiques; *Stahl*, secondé par les

les Elémens de Chimie-pratique de *Guyton-Morveau*, en 1777, etc.

Jusque-là, *Stahl* avait entraîné toute l'attention sur le feu combiné, les fluides élastiques avaient été négligés; ils étaient souvent la plus grande partie des produits dans les opérations où il y avait dégagement d'air. La connaissance de ces deux phénomènes changea la face de la Chimie. En 1755, *Black*, professeur de Chimie à Édimbourg, examina le prétendu air des effervescences, prouva que ce n'était pas de l'air, et réveilla la curiosité des Chimistes. Les découvertes s'accumulèrent; les expériences avancèrent la théorie des fluides élastiques.

Priestley publia, en 1772, son premier ouvrage sur les différentes espèces d'air. *Bergmann*, *Guyton-Morvequ*, *Berthollet*, *Schéele* continuèrent les expériences sur le même objet. L'année 1776 fut encore remarquable dans l'histoire des découvertes chimiques, par les travaux de *Bayen*, *d'Arcet*, *Bergmann*, *Guyton-Morveau*, etc.

Enfin, la doctrine pneumatique française vint fixer la marche de la Chimie. *Lavoisier* eut la gloire de donner à cette science une base plus solide; connu par des recherches utiles, il répéta les expériences de *Black* et de *Priestley*; il écrivit avec profondeur, et, en 1777, il donna les huit Mémoires remplis de la doctrine qui immortalise son nom. Peu de tems après, il fit connaître les faits relatifs

à la décomposition et à la recomposition de l'eau. Bientôt d'autres savans se réunirent à lui. Les géomètres de l'Académie des sciences, *Laplace*, *Meunier*, *Monge*, *Cousin*, *Vandermonde*, devinrent les défenseurs et les propagateurs de la doctrine pneumatique.

En 1787, *Lavoisier*, *Guyton-Morveau*, *Berthollet*, *Fourcroy*, frappés des progrès rapides de la science depuis 30 ans, se réunirent pour examiner de nouveau tous les faits analysés, revoir toutes les bases de la Chimie, apprécier les méthodes, vérifier les instrumens, faire disparaître les dénominations arbitraires, mystérieuses, incohérentes, que plusieurs siècles d'erreurs avaient entassées, donner à la Chimie un langage méthodique et signifiant, et offrir des instrumens à la perfection desquels aucun corps ne pût échapper; enfin, les principes de l'hypothèse du phlogistique furent abandonnés, et la doctrine pneumatique française fut adoptée par l'Europe savante.

Je m'écarterais du plan que je me suis tracé, en présentant des détails sur les travaux de tous les Chimistes qui ont créé, propagé et soutenu la gloire de cette belle science; il me suffit de citer les hommes célèbres qui l'ont illustrée, et ceux qui l'enrichissent encore tous les jours de leurs découvertes. Parmi nous, *Lavoisier*, *Guyton-Morveau*, *Laplace*, *Monge*, *Berthollet*, *Fourcroy*, *Pelletier*, *Chaptal*, *Vauquelin*, *Parmentier*, *Deyeux*, *Adet*, *Thenard*,

Biot, Gay-Lussac, Desormes, Clément, Collet-Descostils, Saussure, Raymond, Laugier, Cadet-Gassicourt, Boullay, Roard, Derosne, Chevreul, Planche, Vogel, Robiquet, Vitalis, Cluzel, etc.; chez l'étranger, *Cavendish, Howard, Davy, Hatchett, Chenevix, Tennant, Henry, Thomson, Hall, Dalton, Blagden, Wollaston, Wedgwood, Klaproth, Gren, Humboldt; Hermstaedt, Scherer, Hildebrandt, Schaub, Pfaff, Link, Bucholz, Gehlen, Richter, Rose, Trommsdorff, Strohmeier, Van-Marum, Bondt, Deimann, Dandolo, Landriani, Spallanzani, Volta, Brugnatelli, Fabroni, Melandri, Mozetti, Marabelli, Proust, Gadolin, Ekeberg, Hisinger, Berzelius, Crell, Westrumb, Goetling, etc.*

Pour présenter tous les avantages de la Chimie, il faudrait, pour ainsi dire, faire l'énumération de toutes nos connaissances physiques, de tous les arts qui servent aux besoins de la vie. Tout nous prouve que la Chimie, qui ouvre tant de trésors à l'industrie humaine, mérite d'être cultivée, comme elle l'est, chez un peuple éclairé, pour qui la nature a tout fait, et qui est appelé aux plus hautes destinées par son génie naturel, par sa population, et par le héros qui le gouverne.

EXPLICATION

DES NOUVEAUX POIDS.

Gramme. Le gramme est égal à 18 grains 841 millièmes.

Décagramme est égal à 10 grammes. Il équivaut à 2 gros 44 grains 41 centièmes.

Hectogramme est égal à 100 grammes. Il équivaut à 3 onces 2 gros 12 grains 1 dixième.

Kilogramme est égal à 1,000 grammes : c'est le poids d'un décimètre cube d'eau distillée à la température de la glace fondante. Il équivaut à 2 livres 5 gros 49 grains.

Myriagramme est égal à 10,000 grammes. Il équivaut à 20 livres 7 onces 38 grains.

Décigramme. C'est la dixième partie du gramme. Il équivaut à 1 grain 8,841 dix millièmes.

Centigramme. C'est la centième partie du gramme. Il équivaut à 0 grain 18,841 cent millièmes, ou environ $\frac{10}{53}$ de grain.

Milligramme. C'est la millième partie du gramme. Il équivaut à 0 grain 148,410 millionièmes, ou environ $\frac{1}{53}$ de grain.

Conversion des Poids en grammes.

Une livre équivaut à 489 grammes 146 millièmes.

Une once, à 30 grammes 572 millièmes.

Un gros, à 3 grammes 821 millièmes.

Un grain, à 53 millièmes, ou 1 vingtième de gramme environ.

D'après toutes ces instructions, il ne semblera plus difficile de convertir les poids anciens en poids modernes. Nous terminerons par deux exemples qui démontreront que, par une simple addition, on peut convertir en grammes toute quantité exprimée en livres, onces, gros, grains, fractions de grain, jusqu'au seizième de grain.

EXEMPLE PREMIER.

Conversion en grammes d'une valeur de 8 livres 13 onces 4 gros 28 grains.

OPÉRATION.

		gram. mill.
Valeur de	8 livres	3913, 168
	13 onces	387, 431
	4 gros	15, 286
	20 grains	1, 061
	8 grains	0, 428
TOTAL.	8 l. 13 onc. 4 gr. 28 g. TOTAL. . . .	4327, 371

Les 371 millièmes sont d'une exactitude rigoureuse; on peut en retrancher les deux derniers chiffres pour les réduire aux dixièmes; mais comme le chiffre qui suit le 3, est 7, et qu'il excède 5, on posera 4 au lieu de 3, et alors on dirait que le résultat de l'opération est 4327 grains 4 dixièmes.

EXEMPLE II.

Conversion de 5 gros 63 grains $\frac{5}{16}$.

OPÉRATION.

		gram. mill.
Valeur de	5 gros	11, 464
	60 grains	3, 184
	3 grains	0, 159
	$\frac{5}{16}$ de grain	0, 17
	TOTAL	14, 824

SYNONYMIE

ANCIENNE ET NOUVELLE,

PAR ORDRE ALPHABÉTIQUE.

A.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Acète ammoniacal.	Acétate ammoniacal. — d'ammoniaque.
Acète calcaire.	Acétate calcaire. — de chaux.
Acète d'argile.	Acétate alumineux. — d'alumine.
Acète de cuivre.	Acétate de cuivre.
Acète de magnésie.	Acétate magnésien. — de magnésie.
Acète de plomb.	Acétate de plomb.
Acète de soude.	Acétate de soude.
Acète de potasse	Acétate de potasse.
Acète de zinc.	Acétate de zinc.
Acète martial.	Acétate de fer.
Acète mercuriel.	Acétate de mercure. — mercuriel.
Acide acéteux.	Acide acétique étendu d'eau.
Acide aérien.	Acide carbonique.
Acide arsenical.	Acide arsenique.
Acide benzonique.	Acide benzoïque.
Acide boracin.	Acide borique.
Acide charbonneux.	Acide carbonique.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Acide citronien.	Acide citrique.
Acide crayeux.	Acide carbonique.
Acide de fourmis.	Acide formique.
Acide de pommes.	Acide malique.
Acide du benjoin.	Acide benzoïque.
Acide du sel.	Acide muriatique.
Acide du soufre.	Acide sulfurique.
Acide du succin.	Acide succinique.
Acide du sucre.	Acide oxalique.
Acide du suif.	Acide sébacique.
Acide du vinaigre.	Acide acetique.
Acide du wolfram, de MM. Delhuyar.	Acide tungstique.
Acide fluorique.	Acide fluorique.
Acide formicien.	Acide formique.
Acide galactique.	Acide lactique.
Acide gallique	Acide gallique.
Acide lignique.	Acide pyro-ligneux.
Acide lithiasique.	Acide urique.
Acide malusien.	Acide malique.
Acide marin.	Acide muriatique.
Acide marin déphlogistiqué.	Acide muriatique oxigéné.
Acide méphitique.	Acide carbonique.
Acide molybdique.	Acide molybdique.
Acide nitreux blanc.	Acide nitrique.
Acide nitreux dégazé.	Acide nitrique.
Acide nitreux déphlogistiqué.	Acide nitrique.
Acide nitreux phlogistiqué.	Acide nitreux.
Acide oxalin.	Acide oxalique.
Acide perlé.	Phosphate de soude sursaturé.
Acide phosphorique dephlogistiqué.	Acide phosphorique.
Acide phosphorique phlogistiqué.	Acide phosphoreux.
Acide saccharin.	Acide oxalique.
Acide sacchlactique.	Acide saccholactique.
Acide sébacé.	Acide sébacique.
Acide sédatif.	Acide boracique.
Acide spathique.	Acide fluorique.
Acide sulfureux.	Acide sulfureux.
Acide tartareux.	Acide tartarique.
Acide tunstique.	Acide tungstique.
Acide vitriolique.	Acide sulfurique.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Acide vitriolique phlogistiqué.	Acide sulfureux.
Acier.	Acier.
Affinités.	Affinités ou attractions chimiques.
Aggrégation.	Aggrégation.
Aggrégés.	Aggrégés.
Air acide vitriolique.	Gaz acide sulfureux.
Air alcalin.	Gaz ammoniacal.
Air atmosphérique.	Air atmosphérique.
Air déphlogistiqué.	Gaz oxigène.
Air du feu de Schèele.	Gaz oxigène.
Air factice.	Gaz acide carbonique.
Air fixe.	Gaz acide carbonique.
Air gâté.	Gaz azote.
Air inflammable.	Gaz hydrogène.
Air phlogistiqué.	Gaz azote.
Air puant du soufre.	Gaz hydrogène sulfuré.
Air solide de Halès.	Gaz acide carbonique.
Air vicié.	Gaz azote.
Air vital.	Gaz oxigène.
Airain.	Airain ou alliage de cuivre et d'étain.
Alcaest.	Dissolvant universel dont l'existence a été supposée par les alchimistes.
Alcaest de Respour.	Potasse mêlée d'oxide de zinc.
Alcaest de Vanhelmont.	Carbonate de potasse.
Alcalis en général.	Alcalis.
Alcalis caustiques.	Alcalis.
Alcalis effervescens.	Carbonates alcalins.
Alcali fixe du tartre non caustique.	Carbonate de potasse.
Alcali fixe du tartre caustique.	Potasse.
Alcali fixe végétal.	Carbonate de potasse.
Alcali marin caustique.	Soude.
Alcali marin non caustique.	Carbonate de soude.
Alcali minéral caustique.	Soude.
Alcali minéral effervescent.	Carbonate de soude.
Alcali phlogistiqué.	Prussiate de potasse ferrugineux non saturé.
Alcali prussien.	Prussiate de potasse ferrugin.
Alcali végétal aéré.	Carbonate de potasse.
Alcali végétal caustique.	Potasse.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Alcali volatil caustique.	Ammoniaque.
Alcali volatil concret.	Carbonate ammoniacal.
Alcali volatil effervescent.	Carbonate ammoniacal.
Alcali volatil fluor.	Ammoniaque.
Alliage des métaux.	Alliage.
Alun.	Sulfate d'alumine.
Alun marin.	Muriate d'alumine.
Alun nitreux.	Nitrate d'alumine.
Amalgame d'argent.	Amalgame d'argent.
Amalgame de bismuth.	Amalgame de bismuth.
Amalgame de cuivre.	Amalgame de cuivre.
Amalgame d'étain.	Amalgame d'étain.
Amalgame d'or.	Amalgame d'or.
Amalgame de plomb.	Amalgame de plomb.
Amalgame de zinc.	Amalgame de zinc.
Ambre jaune.	Succin.
Amidon.	Amidon.
Ammoniac arsenical (sel).	Arseniate d'ammoniaque.
Ammoniac crayeux (sel).	Carbonate d'ammoniaque.
Ammoniac nitreux (sel).	Nitrite d'ammoniaque.
Ammoniac phosphorique (sel).	Phosphate d'ammoniaque.
Ammoniac spathique (sel).	Fluate d'ammoniaque.
Ammoniac vitriolique (sel).	Sulfate d'ammoniaque.
Antimoine (mine d').	Sulfure d'antimoine natif.
Antimoine crud.	Sulfure d'antimoine.
Antimoine diaphorétique.	Oxide d'antimoine blanc par le nitre.
Aqua stygia.	Acide nitro-muriatique par le muriate ammoniacal.
Aquila alba.	Muriate de mercure.
Arbre de Diane.	Amalgame d'argent cristallisé.
Arcanne corallin.	Oxide de mercure rouge par l'acide nitrique.
Arcanum duplicatum.	Sulfate de potasse.
Argent.	Argent.
Argent corné.	Muriate d'argent.
Argile.	Argile (mélange d'alumine, de silice).
Argile pure.	Alumine.
Argile crayeuse.	Carbonate d'alumine.
Argile spathique.	Fluate d'alumine.
Arsenic (régule d').	Arsenic.
Arsenic blanc (chaux d').	Acide arsenieux.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Arsenic rouge.	Oxide d'arsenic sulfuré rouge.
Arseniate de potasse.	Arseniate de potasse.
Attractions électives.	Attractions électives.
Azur de colbalt, ou des 4 feux.	Oxidé de cobalt vitreux, *azur*.

B.

Barote.	Barite.
Barote effervescente.	Carbonate de barite.
Base de l'air vital.	Oxigène.
Base du sel marin.	Soude.
Baumes de Buçquet. (*Voy.* la nouvelle nomenclature.)	Baumes.
Baume de soufre.	Sulfure d'huile volatil.
Benjoin.	Benjoin.
Benzones.	Benzoates.
Beurre d'antimoine.	Muriate d'antimoine sublimé.
Beurre d'arsenic.	Muriate d'arsenic sublimé.
Beurre de bismuth.	Muriate de bismuth sublimé.
Beurre d'étain solide, de M. Baumé.	Muriate d'étain concret.
Beurre de zinc.	Muriate de zinc sublimé.
Bézoard minéral.	Oxide d'antimoine.
Bismuth.	Bitsmuth.
Bitumes.	Bitumes.
Blanc de fard.	Oxide de bitmuth blanc par l'acide nitrique.
Blanc de plomb.	Oxide de plomb blanc par l'acide acétique.
Blende, ou fausse galène.	Sulfure de zinc.
Bleu de Berlin.	Prussiate de fer.
Bleu de Prusse.	Prussiate de fer.
Borax ammoniacal.	Borate d'ammoniaque.
Borax argileux.	Borate d'alumine.
Borax brut.	Borate sursaturé de soude.
Borax calcaire.	Borate calcaire.
Borax d'antimoine.	Borate d'antimoine.
Borax de colbalt.	Borate de cobalt.
Borax de cuivre.	Borate de cuivre.
Borax de zinc.	Borate de zinc.
Borax magnésien.	Borate de magnésie.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés*
Borax martial.	Borate de fer.
Borax mercuriel.	Borate de mercure.
Borax pesant, ou barotique.	Borate de barite.
Borax végétal.	Borate de potasse.
Bronze, ou airain.	Alliage de cuivre et d'etain.

C.

Calcul de la vessie.	Acide urique.
Caméléon minéral.	Oxide de manganèse et potasse.
Camphre.	Camphre.
Camphorites (sels).	Camphorates.
Causticum.	Principe hypothétique de Meyer
Céruse.	Oxide de plomb blanc par l'acide acétique, mêle de craie.
Céruse d'antimoine.	Oxide d'antimoine blanc par précipitation.
Chaleur latente.	Calorique.
Charbon pur.	Carbone.
Chaux d'antimoine vitrifiée.	Oxide d'antimoine vitreux.
Chaux métalliques.	Oxides métalliques.
Chaux vive.	Chaux.
Cinabre.	Sulfure rouge de mercure.
Citrates (sels).	Citrates.
Cobalt, ou cobolt.	Cobalt.
Colcothar.	Oxide de fer rouge par l'acide sulfurique.
Couperose blanche.	Sulfate de zinc.
Couperosose bleue.	Sulfate de cuivre.
Couperose verte.	Sulfate de fer.
Craie ammoniacale.	Carbonate d'ammoniaque.
Craie barotique.	Carbonate de barite.
Craie de plomb.	Carbonate de plomb.
Craie de soude.	Carbonate de soude.
Craie de zinc.	Carbonate de zinc.
Craie magnésienne.	Carbonate de magnésie.
Craie martiale.	Carbonate de fer.
Craie ou spath calcaire.	Carbonate calcaire.
Crême de chaux.	Carbonate calcaire.
Crême ou cristaux de tartre.	Tartrate acidule de potasse.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Cristal minéral.	Nitrate de potasse mêlé de sulfate de potasse, ou nitrate de potasse fondu.
Cristaux de lune.	Nitrate d'argent.
Cristaux de soude.	Carbonate de soude.
Cristaux de Vénus.	Acétate de cuivre cristallisé.
Crocus metallorum.	Oxide d'antimoine sulfuré demi-vitreux.
Cuivre.	Cuivre.
Cuivre jaune.	Alliage de cuivre et de zinc ou laiton.

D.

Demi-métaux.	Métaux.
Diamant.	Diamant, carbone pur.

E.

Eau.	Eau.
Eau aérée.	Acide aéré.
Eau de chaux.	Eau de chaux.
Eau de chaux prussienne.	Prussiate de chaux.
Eau distillée.	Eau distillée.
Eau forte.	Acide nitrique du commerce, foible.
Eaux gazeuses.	Eaux imprégnées d'acide carbonique.
Eaux mères.	Résidu salin déliquescent.
Eau mercurielle.	Nitrate de mercure en dissolution.
Eau régale.	Acide nitro-muriatique.
Eaux acidules.	Eaux acidules, ou eaux imprégnées d'acide carbonique.
Eaux hépatiques.	Eaux sulfureuses, ou eaux sulfurées.
Emétique.	Tartrite de potasse antimonié.
Empyrée.	Gaz oxigène.
Encre de sympat. par le cobalt.	Muriate de cobalt.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Esprit acide du bois.	Acide pyro-ligneux.
Esprit alcalin volatil.	Gaz ammoniac.
Esprit ardent, ou esprit-de-vin.	Alcool.
Esprit de Mindererus.	Acétate d'ammoniaque.
Esprit de nitre.	Acide nitrique étendu d'eau.
Esprit de nitre fumant.	Acide nitreux.
Esprit de nitre dulcifié.	Alcool nitrique.
Esprit de sel.	Acide muriatique.
Esprit de sel ammoniac.	Ammoniaque.
Esprit de vin.	Alcool.
Esprit de vitriol.	Acide sulfurique étendu d'eau.
Esprit de Vénus.	Acide acétique concentré.
Esprit recteur.	Arôme.
Esprits acides.	Acides étendus d'eau.
Esprit volatil de sel ammoniac.	Ammoniaque liquide.
Essences.	Huiles volatiles.
Etain.	Etain.
Etain corné.	Muriate d'étain.
Ether acéteux.	Ether acétique.
Ether marin.	Ether muriatique.
Ether nitreux.	Ether nitrique.
Ether vitriolique.	Ether sulfurique.
Ethiops martial.	Oxide de fer noir.
Ethiops minéral.	Oxide de mercure sulfuré noir.
Ethiops *per se*.	Oxide mercuriel noirâtre.
Extrait.	Extrait.

F.

Fécule des plantes.	Fécule.
Fer ou Mars.	Fer.
Fer aéré.	Carbonate de fer.
Fer d'eau.	Phosphate de fer.
Fleurs ammoniacales cuivreuses.	Muriate d'ammoniaque cuivré sublimé.
Fleurs ammoniacales martiales.	Muriate d'ammoniaque de fer sublimé.
Fleurs argentines de régule d'antimoine.	Oxide d'antimoine sublimé.
Fleurs d'arsenic.	Oxide d'arsenic sublimé.
Fleurs de benjoin.	Acide benzoïque sublimé.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Fleurs de bismuth.	Oxide de bismuth sublimé.
Fleurs d'étain.	Oxide d'étain sublimé.
Fleurs métalliques.	Oxides métalliques sublimés.
Fleurs de soufre.	Soufre sublimé.
Fleurs de zinc.	Oxide de zinc sublimé.
Fluides aériformes.	Gaz.
Fluides élastiques.	Gaz.
Fluor ammoniacal.	Fluate d'ammoniaque.
Fluor argileux.	Fluate d'alumine.
Fluor de potasse.	Fluate de potasse.
Fluor de soude.	Fluate de soude.
Fluor magnésien.	Fluate de magnésie.
Fluor pesant.	Fluate de barite.
Foie d'antimoine.	Oxide d'antimoine sulfuré.
Foie d'arsenic.	Oxide arsenical de potasse.
Foie de soufre alcalin volatil.	Sulfure d'ammoniaque.
Foie de soufre antimonié.	Sulfure alcalin antimonié.
Foie de soufre barotique.	Sulfure de barite.
Foie de soufre calcaire.	Sulfure calcaire.
Foie de soufre magnésien.	Sulfure de magnésie.
Foies de soufre.	Sulfures alcalins.
Foies de soufre terreux.	Sulfures terreux.
Formiates (sels).	Formiates.

G.

Galactes (sels).	Lactates.
Gaz acide acéteux.	Gaz acide acéteux.
Gaz acide crayeux.	Gaz acide carbonique.
Gaz acide marin.	Gaz acide muriatique.
Gaz acide muriatique aéré.	Gaz acide muriatique oxigéné.
Gaz acide nitreux.	Gaz acide nitreux.
Gaz acide spathique.	Gaz acide fluorique.
Gaz acide sulfureux.	Gaz acide sulfureux.
Gaz alcalin.	Gaz ammoniacal.
Gaz hépatique.	Gaz hydrogène sulfuré.
Gaz inflammable.	Gaz hydrogène.
Gaz inflammable charbonneux.	Gaz hydrogène carboné.
Gaz inflammable des marais.	Gaz hydrogène des marais, (mélange de gaz hydrogène carboné et de gaz azote).

Noms anciens.	Noms nouveaux ou adoptés.
Gaz méphitique.	Gaz acide carbonique.
Gomme ou mucilage.	Gomme.
Gaz phlogistiqué.	Gaz azote.
Gaz nitreux.	Gaz nitreux.
Gaz phosphorique de M. Gengenbre.	Gaz hydrogène phosphoré.
Gaz prussien.	Gaz acide prussique.
Gaz.	Gaz.
Gilla vitrioli.	Sulfate de zinc.
Gluten de froment.	Gluten.

H.

Hépars.	Sulfures.
Huiles animales.	Huiles volatiles animales.
Huile de chaux.	Muriate calcaire.
Huile de tartre par défaillance.	Potasse mélangée de carbonate de potasse en deliquescence.
Huiles des philosophes.	Huiles fixes empyreumatiques.
Huile de vitriol.	Acide sulfurique.
Huile douce du vin.	Huile éthérée.
Huiles empyreumatiques.	Huiles empyreumatiques.
Huiles éthérées.	Huiles volatiles.
Huiles grasses.	Huiles fixes.
Huiles essentielles.	Huiles volatiles
Huiles par expression.	Huiles fixes.

J.

Jupiter.	Etain.

K.

Kermès minéral.	Oxide d'antim. hydro-sulfuré.

L.

Laine philosophique.	Oxide de zinc sublimé.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Lait de chaux.	Chaux délayée dans l'eau.
Laiton.	Alliage de cuivre et de zinc, ou laiton.
Lessive des savonniers.	Dissolution de soude.
Lignites (sels).	Pyro-lignites.
Lilium de Paracelse.	Alcool de potasse.
Liqueur de cailloux.	Potasse silicée en liqueur.
Liqueur fumante de Boyle.	Sulfure d'ammoniaque.
Liqueur fumante de Libavius.	Muriate d'étain fumant.
Litharge.	Oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge.
Liqueur saturée de la partie colorante du bleu de Prusse.	Prussiate de potasse.
Lumière.	Lumière.
Lune.	Argent.
Lune cornée.	Muriate d'argent.

M.

Magistère de bismuth.	Oxide de bismuth par l'acide nitrique.
Magistère de soufre.	Soufre précipité.
Magistère de plomb.	Oxide de plomb précipité.
Magnésie blanche.	Carbonate de magnésie.
Magnésie aérée de Bergmann.	Carbonate de magnésie.
Magnesie caustique.	Magnésie.
Magnésie crayeuse.	Carbonate de magnésie.
Magnésie effervescente.	Carbonate de magnésie.
Magnésie noire.	Oxide de manganèse noir.
Magnesie spathique.	Fluate de magnésie.
Malusites (sels).	Malates de potasse, de soude, etc.
Massicot.	Oxide de plomb jaune.
Matière de chaleur.	Calorique.
Matière du feu.	Ce mot a été employé pour désigner la lumière, le calorique et le phlogistique.
Matière perlée de Kergringius.	Oxide d'antimoine blanc par précipitation.
Mephite ammoniacal.	Carbonate d'ammoniaque.
Mephite barotique.	Carbonate de barite.
Méphite calcaire.	Carbonate calcaire.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Méphite de magnésie.	Carbonate de magnésie.
Mephite de plomb.	Carbonate de plomb.
Méphite de zinc.	Carbonate de zinc.
Méphite martial.	Carbonate de fer.
Matière colorante du bleu de Prusse.	Acide prussique.
Mercure.	Mercure.
Mercure des métaux.	Principe hypothétique de Becher.
Mercure doux.	Muriate mercuriel doux.
Mercure précipité blanc.	Muriate mercuriel par précipitation.
Minium.	Oxide de plomb rouge, ou minium.
Mine d'antimoine.	Sulfure d'antimoine natif.
Mine de fer des marais.	Mine de fer tenant phosphate de fer.
Mophète atmosphérique.	Gaz azote.
Molybdes (sels).	Molybdates.
Molybde ammoniacal.	Molybdate d'ammoniaque.
Molybde barotique.	Molybdate de barite.
Molybde de potasse.	Molybdate de potasse.
Molybde de soude.	Molybdate de soude.
Molybdène.	Molybdène.
Mucilage.	Mucilage.
Muriates (sels).	Muriates.
Muriate d'antimoine.	Muriate d'antimoine.
Muriate d'argent.	Muriate d'argent.
Muriate de bismuth.	Muriate de bismuth.
Muriate de cobalt.	Muriate de cobalt.
Muriate de cuivre.	Muriate de cuivre.
Muriate d'étain.	Muriate d'étain.
Muriate de fer.	Muriate de fer.
Muriate de manganèse.	Muriate de manganèse.
Muriate de plomb.	Muriate de plomb.
Muriate de zinc.	Muriate de zinc.
Muriate ou sel rég. de platine.	Nitro-muriate de platine.
Muriate ou sel régalin d'or.	Muriate d'or.
Muriate mercuriel corrosif.	Muriate mercuriel corrosif.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*

N.

Natrum ou natron.	Carbonate de soude.
Neige d'antimoine.	Oxide d'antimoine blanc, sublimé.
Nitre.	Nitrate de potasse ou nitre.
Nitre ammoniacal.	Nitrate d'ammoniaque.
Nitre argileux.	Nitrate d'alumine.
Nitre calcaire.	Nitrate calcaire.
Nitre cubique.	Nitrate de soude.
Nitre d'argent.	Nitrate d'argent.
Nitre d'arsenic.	Nitrate d'arsenic.
Nitre de bismuth.	Nitrate de bismuth.
Nitre de cobalt.	Nitrate de cobalt.
Nitre de cuivre.	Nitrate de cuivre.
Nitre d'étain.	Nitrate d'étain.
Nitre de fer.	Nitrate de fer.
Nitre de magnésie.	Nitrate de magnésie.
Nitre de manganèse.	Nitrate de manganèse.
Nitre de nikel.	Nitrate de nickel.
Nitre de plomb.	Nitrate de plomb.
Nitre de terre pesante.	Nitrate de barite.
Nitre de zinc.	Nitrate de zinc.
Nitre fixe par lui-même.	Carbonate de potasse.
Nitre lunaire.	Nitrate d'argent.
Nitre mercuriel.	Nitrate de mercure.
Nitre prismatique.	Nitrate de potasse.
Nitre quadrangulaire.	Nitrate de soude.
Nitre saturnin.	Nitrate de plomb.

O.

Ocre.	Oxide de fer jaune.
Or.	Or.
Or fulminant.	Oxide d'or ammoniacal.
Orpiment.	Oxide d'arsenic sulfuré jaune.
Oxigene.	Oxigène.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*

P.

Phlogistique.	Principe hypothétique de Stahl.
Phosphate ammoniacal.	Phosphate d'ammoniaque.
Phosphate barotique.	Phosphate de barite.
Phosphate calcaire.	Phosphate calcaire.
Phosphate de magnésie.	Phosphate de magnésie.
Phosphate de potasse.	Phosphate de potasse.
Phosphate de soude.	Phosphate de soude.
Phosphore de Baudouin.	Nitrite calcaire sec.
Phosphore de Kunkel.	Phosphore.
Phosphore de Homberg.[1]	Muriate calcaire sec.
Pierre à cautère.	Potasse ou soude concrète
Pierre calcaire.	Carbonate de chaux.
Pierre infernale.	Nitrate d'argent fondu.
Pierre pesante.	Tunstate calcaire.
Platine (la).	Platine (le).
Plâtre.	Sulfate calcaire calciné (plâtre).
Plomb, ou Saturne.	Plomb.
Plomb corné.	Muriate de plomb.
Plomb spathique.	Carbonate de plomb.
Plombagine.	Carbure de fer.
Pompholix.	Oxide de zinc sublimé.
Potasse du commerce.	Carbonate de potasse impur.
Potée d'etain.	Oxide d'étain gris.
Poudre d'Algaroth.	Oxide d'antimoine par l'acide muriatique.
Poudre du comte de Palme. Poudre de Sentinelly.	Carbonate de magnésie.
Precipité blanc par l'acide muriatique.	Muriate mercuriel par précipitation.
Précipité d'or par l'étain, ou poudre de Cassius.	Oxide d'or precipité par l'étain.
Précipité jaune.	Oxide de mercure jaune par l'acide sulfurique.
Précipité *per se*.	Oxide de mercure rouge par le feu.
Précipité rouge.	Oxide de mercure rouge par l'acide nitrique.
Principe acidifiant.	Oxigène.
Principe astringent.	Acide gallique.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Principe charbonneux.	Carbone.
Principe inflammable. (*Voy.* phlogistique.)	
Principe mercuriel.	Principe hypothétique de Becher.
Principeserbile de M. Ludbock.	Oxigène.
Prussite calcaire.	Prussiate calcaire.
Prussite de potasse.	Prussiate de potasse.
Prussite de soude.	Prussiate de soude.
Pyrite de cuivre.	Sulfure de cuivre.
Pyrite martiale.	Sulfure de fer.
Pyrophore de Homberg.	Sulfure d'alumine carboné. *Pyrophore.*

R.

Réalgar ou réalgal.	Oxide d'arsenic sulfuré rouge.
Régaltes (sels formés avec l'eau regale).	Nitro-muriates.
Régule.	Mot employé pour désigner l'état metallique.
Régule d'antimoine.	Antimoine.
Régule d'arsenic.	Arsenic.
Regule de cobalt.	Cobalt.
Régule de manganèse.	Manganèse.
Régule de molybdène.	Molybdène (le).
Régule de sydérite.	Phosphure de fer.
Résines.	Résines.
Rouille de cuivre.	Oxides de cuivre vert.
Rouille de fer.	Carbonate de fer.
Rubine d'antimoine.	Oxide d'antimoine sulfuré, vitreux brun.

S.

Safran de mars.	Oxide de fer.
Safran de mars apéritif.	Carbonate de fer.
Safran de mars astringent.	Oxide de fer brun.
Safran des métaux.	Oxide d'antimoine sulfuré demi-vitreux.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Safre.	Oxide de cobalt gris, avec silice, ou safre.
Salpêtre.	Nitrate de potasse ou nitrite.
Saturne.	Plomb.
Savons acides.	Savons acides.
Savons alcalins.	Savons alcalins.
Savons terreux, ou combinaisons oléo-terreuses de M. Berthollet.	Savons terreux.
Savons métalliques, ou combinaisons oléo-métalliques de M. Berthollet.	Savons métalliques.
Savons de Starkey.	Savonule de potasse.
Sébates (sels).	Sebates.
Sel acéteux ammoniacal.	Acétate d'ammoniaque.
Sel acéteux calcaire.	Acétate calcaire.
Sel aceteux d'argile.	Acétate d'alumine.
Sel acéteux de zinc.	Acétate de zinc.
Sel acéteux magnésien.	Acetate de magnésie.
Sel acéteux martial.	Acétate de fer.
Sel acéteux minéral.	Acétate de soude.
Sel admirable perlé.	Phosphate de soude sursaturé.
Sel alembroth.	Muriate ammoniaco-mercuriel.
Sel ammoniac.	Muriate d'ammoniaque.
Sel ammoniacal crayeux.	Carbonate d'ammoniaque.
Sel ammoniac fixe.	Muriate calcaire.
Sel ammoniacal nitreux.	Nitrate d'ammoniaque.
Sel ammoniacal (secret de Glauber)	Sulfate d'ammoniaque.
Sel ammoniacal sedatif.	Borate d'ammoniaque.
Sel ammoniacal spathique.	Fluate d'ammoniaque.
Sel ammoniacal vitriolique.	Sulfate d'ammoniaque.
Sel cathartique amer.	Sulfate de magnésie.
Sel commun.	Muriate de soude.
Sel d'Angleterre.	Carbonate d'ammoniaque.
Sel de colcothar.	Sulfate de fer (dans un état peu connu).
Sel de cuisine.	Muriate de soude.
Sel de Glauber.	Sulfate de soude.
Sel de Jupiter.	Muriate d'étain.
Sel de lait.	Sucre de lait.
Sel de la sagesse.	Muriate ammoniaco-mercuriel.
Sel d'Epsom.	Sulfate de magnésie.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Sel de Duobus.	Sulfate de potasse.
Sel de Seidschutz.	Sulfate de magnésie.
Sel de Sedlitz.	Sébate de potasse.
Sel de Segner.	Tartrite de soude.
Sel de Seignette.	Sulfate de magnésie.
Sel de succin, retiré par la cristallisation.	Acide succinique cristallisé.
Sel d'oseille.	Oxalate acidule de potasse.
Sel fébrifuge de Sylvius.	Muriate de potasse.
Sel fixe de tartre.	Carbonate de potasse non saturé.
Sel fusible de l'urine.	Phosphate de soude et d'ammoniaque.
Sel gemme.	Muriate de soude fossile.
Sel marin.	Muriate de soude.
Sel marin argileux.	Muriate d'alumine.
Sel marin barotique.	Muriate de barite.
Sel marin calcaire.	Muriate calcaire.
Sel marin de fer.	Muriate de fer.
Sel marin de zinc.	Muriate de zinc.
Sel marin magnésien.	Muriate de magnésie.
Sel natif de l'urine.	Phosphate de soude et d'ammoniaque.
Sel neutre arsenical de Macquer.	Arseniate acidule de potasse.
Sel ou sucre de Saturne.	Acétate de plomb.
Sel polychreste de Glaser.	Sulfate de potasse.
Sel polychreste de la Rochelle.	Tartrite de soude.
Sel régalin d'or.	Muriate d'or.
Sel sédatif.	Acide borique.
Sel sédatif mercuriel.	Borate de mercure.
Sel sédatif sublimé.	Acide borique sublimé.
Sel stanno-nitreux.	Nitrate d'étain.
Sel sulfureux de Stahl.	Sulfite de potasse.
Sel végétal.	Carbonate d'ammoniaque.
Sel volatil d'Angleterre.	Acide succinique sublimé.
Sel volatil de succin.	Sulfate de chaux.
Sélénite.	
Smalt.	Oxide de cobalt, vitrifié avec la silice ou *smalt*.
Soude caustique.	Soude.
Soude crayeuse.	Carbonate de soude.
Soude spathique.	Fluate de soude.
Soufre.	Soufre.

Noms anciens.	Noms nouveaux ou adoptés.
Soufre doré d'antimoine.	Oxide d'antimoine sulfuré orangé.
Spath ammoniacal.	Fluate ammoniacal.
Spath calcaire.	Carbonate de chaux.
Spath fluor.	Fluate calcaire.
Spath pesant.	Sulfate de barite.
Sublimé corrosif.	Acide carbonique.
Spiritus sylvestre.	Muriate de mercure corrosif.
Sublimé doux.	Muriate de mercure doux.
Suc de citron.	Acide citrique.
Succin.	Succin.
Sucre.	Sucre.
Sucre.	Sucre cristallisé.
Sucre de Saturne.	Acétate de plomb.
Sucre ou sel de lait.	Sucre de lait.
Syderite.	Phosphate de fer.
Syderotète de M. de Morveau.	Phosphure de fer.

T.

Tartre.	Tartrite acidule de potasse.
Tartre ammoniacal.	Tartrite ammoniacal.
Tartre antimonié.	Tartrite de potasse antimonié.
Tartre calcaire.	Tartrite de chaux.
Tartre chalybé.	Tartrite de potasse ferrugineux.
Tartre crayeux.	Carbonate de potasse.
Tartre crud.	Tartre.
Tartre cuivreux.	Tartrite de cuivre.
Tartre de magnésie.	Tartrite de magnésie.
Tartre de potasse.	Tartrite de potasse.
Tartre de soude.	Tartrite de soude.
Tartre émétique.	Tartrite de potasse antimonié.
Tartre martial soluble.	Tartrite de potasse ferrugineux.
Tartre méphitique.	Carbonate de potasse.
Tartre mercuriel.	Tartrite mercuriel.
Tartre saturnin.	Tartrite de plomb.
Tartre spathique.	Fluate de potasse.
Tartre soluble.	Tartrite de potasse.
Tartre stibié.	Tartrite de potasse antimonié.
Tartre tartarisé.	Tartrite de potasse.
Tartre tartarisé, tenant antimoine.	Tartrite de potasse surcomposé d'antimoine.

Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Tartre vitriolé.	Sulfate de potasse.
Teinture âcre de tartre.	Alcool de potasse.
Teintures spiritueuses.	Alcool résineux.
Terre animale.	Phosphate calcaire.
Terre base de l'alun.	Alumine.
Terre base du spath pesant.	Barite.
Terre calcaire.	Terre calcaire.
Terre de l'alun.	Alumine.
Terre foliée cristallisable.	Acétate de soude.
Terre foliée de tartre.	Acétate de potasse.
Terre foliée mercurielle.	Acétate de mercure.
Terre foliée minérale.	Acétate de soude.
Terre magnésienne.	Carbonate de magnésie.
Terre muriatique de M. Kirwan	Magnésie.
Terre pesante.	Barite.
Terre pesante aérée.	Carbonate de barite.
Terre siliceuse.	Silice, ou terre siliceée.
Tungstes (sels).	Tungstates.
Tungste ammoniacal.	Tungstate ammoniacal.
Tungste de potasse.	Tungstate de potasse.
Turbith minéral.	Oxide mercuriel jaune par l'acide sulfurique.
Turbith nitreux.	Oxide mercuriel jaune par l'acide nitrique.

V.

Vert de gris.	Oxide de cuivre vert.
Vert de gris du commerce.	Oxide de cuivre, avec excès d'oxide de cuivre.
Vénus.	Cuivre.
Verdet.	Acétate de cuivre.
Verdet distillé.	Acétate de cuivre cristallisé.
Verre d'antimoine.	Oxide d'antimoine sulfuré vitreux.
Vif argent.	Mercure.
Vinaigre distillé.	Acide acétique étendu d'eau.
Vinaigre de Saturne.	Acétate de plomb.
Vinaigre radical.	Acide acétique.
Vitriol ammoniacal.	Sulfate ammoniacal.
Vitriol blanc.	Sulfate de zinc.

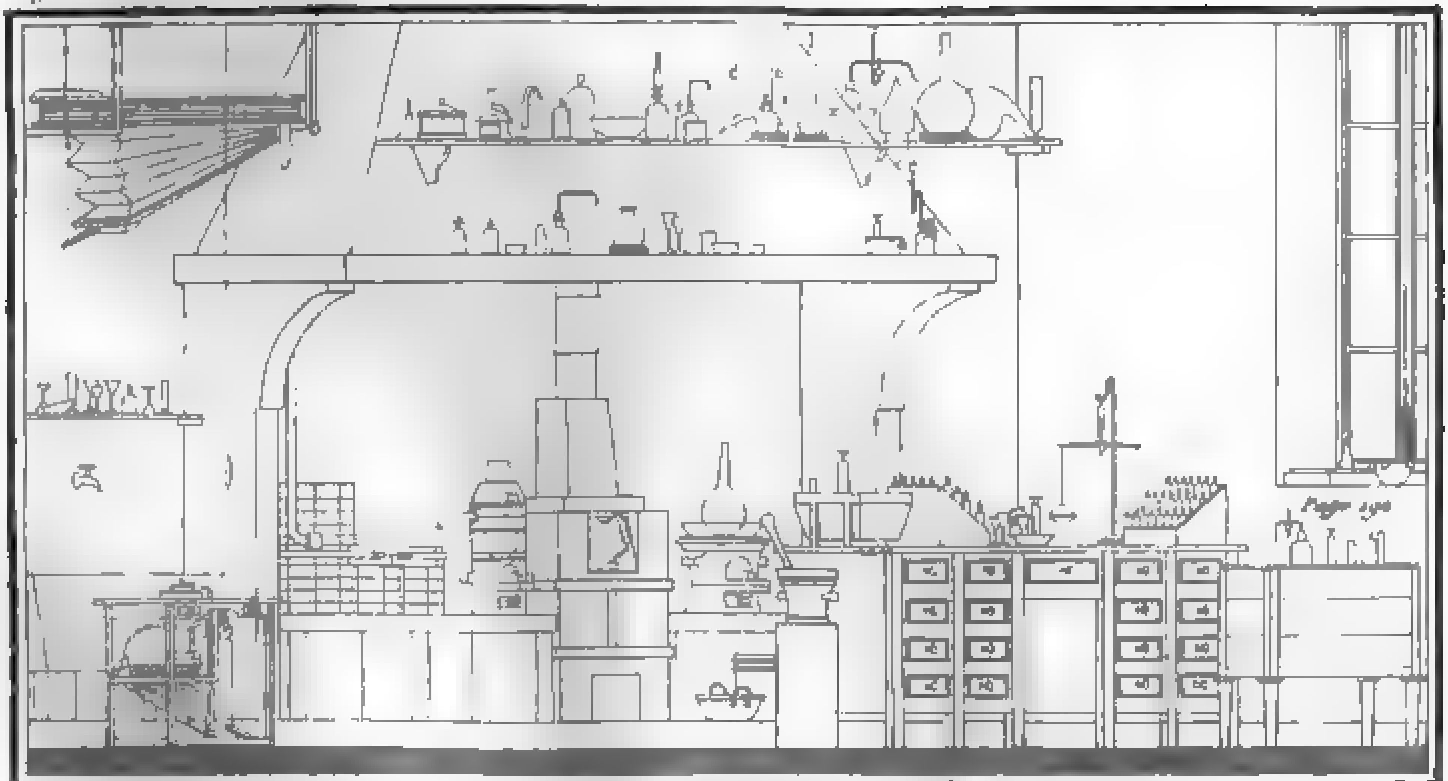
Noms anciens.	*Noms nouveaux ou adoptés.*
Vitriol bleu.	Sulfate de cuivre.
Vitriol calcaire.	Sulfate de chaux.
Vitriol d'antimoine.	Sulfate d'antimoine.
Vitriol d'argent.	Sulfate d'argent.
Vitriol d'argile.	Sulfate d'alumine.
Vitriol de bismuth.	Sulfate de bismuth.
Vitriol de chaux.	Sulfate calcaire.
Vitriol de Chypre.	Sulfate de cuivre.
Vitriol bleu.	Sulfate de cuivre.
Vitriol de cobalt.	Sulfate de cobalt.
Vitriol de cuivre.	Sulfate de cuivre.
Vitriol de lune.	Sulfate d'argent.
Vitriol de manganèse.	Sulfate de manganèse.
Vitriol de mercure.	Sulfate de mercure.
Vitriol de nickel.	Sulfate de nickel.
Vitriol de platine.	Sulfate de platine.
Vitriol de plomb.	Sulfate de plomb.
Vitriol de potasse.	Sulfate de potasse.
Vitriol de soude.	Sulfate de soude.
Vitriol d'étain.	Sulfate d'étain.
Vitriol de zinc.	Sulfate de zinc.
Vitriol magnésien.	Sulfate de magnésie.
Vitriol martial.	Sulfate de fer.
Vitriol vert.	Sulfate de fer.
Wolfram de MM. d'Elhuyar.	Tungstène.

Z.

Zinc.	Zinc.

Fin de la Synonymie.

Page 11 1er Vol. — Laboratoire de Chimie — Planche 1re



Échelle des Hauteurs — 5 Mètres

MANUEL

D'UN

COURS DE CHIMIE.

CONNAISSANCES PRÉLIMINAIRES

D'UN

COURS DE CHIMIE-PRATIQUE.

§. Ier.

Description d'un Laboratoire de Chimie. (Pl. Ire.)

On proportionne la grandeur d'un laboratoire aux opérations qu'on se propose de faire : si on le destine à des expériences de recherches, il suffit d'avoir un emplacement de quatre à cinq mètres de long, sur à-peu-près autant de large. Il est plus avantageux de le faire au-dessus du rez-de-chaussée, parce qu'ils sont ordinairement humides : les outils de fer s'y rouillent ; certains sels y deviennent liquides ; et les étiquettes souvent s'y décollent et s'effacent.

Il faut encore, autant qu'on le peut, que l'emplacement qu'on a choisi, soit bien éclairé : cet objet est important. Il y a un grand nombre de phénomènes peu sensibles, qui se passent dans beaucoup d'opérations, qui échapperaient à la vue, si on les faisait dans un laboratoire mal éclairé.

Lorsqu'on s'est arrêté à l'emplacement du laboratoire, on fait construire par un maçon un manteau de cheminée en hotte, de trois à quatre mètres de long, et d'un mètre environ de profondeur dans œuvre : on tient le manteau élevé à une hauteur de deux mètres, afin de pouvoir passer librement dessous. Cependant, plus cette partie de la cheminée sera basse, moins la cheminée sera sujette à fumer; mais pour ne pas être géné, il est difficile de lui donner moins d'élévation, que celle de la hauteur d'un homme de taille ordinaire.

On fait arranger sur cette cheminée, un soufflet à deux vents, en observant de mettre la branloire à la main gauche. (*Voyez* la première planche.) Sur le manteau de cette cheminée, on fait pratiquer par un menuisier plusieurs tablettes, pour retirer des ballons, des matras, et autres vaisseaux nécessaires pour les opérations. On garnit de même le pourtour du laboratoire de tablettes, pour y placer des bouteilles, flacons, etc., et les produits des opérations.

Sous cette cheminée, on fait construire une forge et quelques fourneaux à demeure, si on le juge à propos. Dans l'étendue de la place restante sous cette cheminée, on fait construire, soit en briques, soit en dalles de pierre, une paillasse élevée d'environ un demi-mètre du plancher du laboratoire, et de même largeur. Pour

construire cette paillasse, on élève plusieurs jambages en briques, de distance en distance, sur lesquels on pose plusieurs barres de fer, pour supporter une rangée de briques scellées en plâtre; ou faire une aire qu'on peut faire carreler, pour plus de propreté. On garnit l'extérieur de cette paillasse d'une bande de fer plate, scellée par les deux bouts dans la muraille; et pour l'empêcher de baguer dans le milieu, on l'assujettit avec quelques petits tirans de fer, scellés, d'espace en espace, dans la muraille, et qui traversent dans l'épaisseur de cette paillasse. Le dessous de cette paillasse sert à placer de la terre à four, le charbon, etc. Le dessus de cette paillasse sert à poser les fourneaux portatifs.

Vaisseaux de verre et de cristal.

Il convient d'avoir, dans un laboratoire, une provision de bouteilles de verre blanc, de différentes grandeurs, et à col renversé; des flacons de cristal, aussi de différentes capacités, bouchés avec des bouchons de cristal, et usés à l'émeril, également à col renversé; ces vaisseaux servent à contenir les acides, les sels, et les divers produits des opérations;

Des matras de différentes grandeurs, à col long, et d'autres à col large; on fait des ballons avec ces derniers, en coupant leurs cols; des bocaux de verre blanc, pour contenir des poudres et d'autres matières sèches; un assortiment de fioles, vulgairement appelées fioles à médecine; ces bouteilles, qui sont de verre mince et commun, supportent très-facilement le feu, et sont à très-bon marché; il ne faut pas craindre que leur figure nuise à l'évaporation;

Des ballons tubulés; des capsules de verre blanc: j'emploie avec plus de succès des cornues dont la partie supérieure a été coupée, ou bien des portions de matras de verre: ces sortes de vaisseaux, que l'on peut se procurer à volonté, supportent beaucoup mieux l'action du calorique; ils servent aux évaporations et aux cristallisations;

Plusieurs entonnoirs de verre, de différentes grandeurs, pour filtrer les liqueurs, et pour introduire ces mêmes liqueurs d'un vase dans un autre: il est nécessaire d'en avoir depuis la contenance de deux pintes jusqu'à deux onces; il faut que ces entonnoirs soient en cônes réguliers;

Des spatules de verre et quelques tubes, pour remuer les liqueurs acides; des verres blancs unis et coniques pour les expériences: on doit les choisir très-coniques, afin que les précipités deviennent plus sensibles en se ramassant dans un petit espace;

Une provision de cornues de verre blanc, de toutes grandeurs: on doit les choisir d'une belle forme, celles dont la panse fait bien la poire, et qui ont leur voûte en cône; on doit rejeter celles qui ne sont pas d'une égale épaisseur, qui ont des points ou des nœuds: ces nœuds sont des parties de matières mal vitrifiées et recouvertes d'une pellicule de verre; la moindre dilatation occasionne, dans ces endroits, la fracture des vaisseaux.

Il faut aussi avoir des cornues tubulées et bouchées avec des bouchons de cristal usés à l'émeril; des bouteilles à deux et trois tubulures, pour l'appareil de *Woulf*; des cloches de différentes grandeurs; des alambics de verre, de deux pièces; quelques mortiers de verre ou de cristal, avec leurs pilons de même matière;

quelques vases à pèse-liqueurs, et quelques pèse-liqueurs pour l'alcool, les acides et les sels; des tubes de verre droits et couchés; des tubes à la *Welter*, etc., pour les appareils pneumato-chimiques.

Vaisseaux de grès et de terre.

Des cornues de grès de différentes grandeurs. Ces vaisseaux servent pour les distillations où l'on doit appliquer un grand degré de calorique, mais il faut avoir le soin de les luter avec de la terre jaune : sans cette précaution ils s'éclatent et se brisent.

Il faut aussi avoir attention de ne mouiller ni laver les vaisseaux de grès qui doivent être exposés au grand feu; lorsqu'ils ont été mouillés, ils décrépitent et produisent quelquefois des explosions.

En général, quand on veut distiller des substances liquides, on doit préférer des cornues de verre.

On se sert aussi de cucurbites de grès, auxquelles on adapte des chapiteaux de verre pour la distillation du vinaigre.

Cette distillation se fait aussi dans des cornues de verre; nous les préférons même aux cucurbites de grès, qui, pour la plupart, sont sujettes à se fendre.

Les terrines de grès sont d'un usage journalier; on doit en avoir de diverses grandeurs, ainsi que des cruches; les terrines servent ou à recevoir les liqueurs que l'on filtre, ou à faire cristalliser certains sels. Quoique les terrines de grès vernissées soient d'un mauvais service, il est nécessaire d'en avoir dans un laboratoire; elles sont bonnes pour évaporer certaines liqueurs qui n'ont

pas besoin d'un grand feu, et pour lesquelles le vernis de plomb qui recouvre leur intérieur est indifférent.

Des Fourneaux, Creusets, etc.

Les fourneaux les plus usités sont, 1°. le fourneau évaporatoire; 2°. de fusion ou de forge; 3°. *Macquer*; 4°. de réverbère. On doit avoir un assortiment de ces derniers, car ce sont ceux dont on fait le plus d'usage.

Le fourneau Macquer peut remplacer le fourneau de coupelle. (*Voy.* la leçon sur le calorique, pour les figures et les détails).

Des creusets de différentes grandeurs, les plus employés dans les arts, sont ceux de Hesse et ceux faits de terre de Limoges; ces derniers paraissent être assez infusibles; en général, on doit préférer, pour les analyses, les creusets d'argent ou de platine. On doit aussi se procurer une provision de couvercles ronds et triangulaires pour les creusets, ainsi que des supports, appelés vulgairement fromages.

Ils servent à garantir du courant d'air les creusets qui y seraient exposés, s'ils étaient placés immédiatement sur la grille du fourneau. Un morceau de brique remplit la même indication.

Des capsules de terre, des têts à rôtir, pour griller les matières minérales.

Des moufles; la moufle est une espèce de creuset représenté sous deux faces. *Voyez* la figure. Ce vaisseau est plat en dessous et convexe en dessus.

Les coupelles; ce sont de petits creusets larges et évasés, creusés à-peu-près en demi-sphère, et ayant la

figure d'une coupe. Cette espèce de creuset est faite avec des os de pieds de mouton, calcinés, pulvérisés, passés au tamis de soie et bien lavés. On pétrit cette poudre avec de l'eau, et on forme les coupelles dans un moule.

Vaisseaux de cuivre.

Quelques bassines de cuivre de 30 à 60 centimètres de diamètre; on doit aussi en avoir en argent pour certaines liqueurs salines, pour la potasse caustique, etc.; un *alambic* en cuivre avec son bain-marie d'étain; *voyez* la figure : des casseroles de 12 à 15 centimètres de diamètre; des balances de 8 à 24 centimètres; un trébuchet; un assortiment de poids; un pyromètre de *Wedgwood*. *Voyez* la planche VII (1).

Instrumens en marbre.

Un grand mortier de marbre; quelques petits mortiers de marbre, de différentes grandeurs. Les meilleurs mortiers de marbre doivent présenter, dans leur cassure, un grain semblable à celui du quartz; presque tous les mortiers que l'on fabrique à Paris, sont faits avec une qualité de marbre qui a dans sa cassure un grain semblable à celui du grès; il se réduit en poudre avec facilité : cette espèce de marbre ne dure pas longtems.

---

(1) On trouvera dans l'établissement de MM. *Dumostier*, ingénieurs-constructeurs, rue du Jardinet, n°. 2, à Paris, les instrumens de physique, d'optique et de mathématiques, ainsi que tout ce qui est relatif à un laboratoire de chimie.

On doit aussi garnir un laboratoire d'une pierre de porphyre avec sa mollette de même matière, pour broyer une infinité de substances dures.

Pour les appareils pneumato-chimiques à mercure, il faut se procurer une cuve en marbre qui puisse contenir de 75 à 100 kilogrammes de mercure.

Outils et instrumens en fer.

Parmi les instrumens le plus généralement usités dans un laboratoire, on doit distinguer les moustaches, les baguettes emmanchées, des pinces à creusets, des pincettes, des pelles connues sous le nom de *pelles à braise*, des spatules de différentes grandeurs, un tas d'acier poli avec un marteau aussi poli, pour planer les métaux lorsqu'on veut connaître leur ductilité; des étaux à main et pour établi, des cuillers à projection, des bains de sable; ce sont des poêles dont on coupe la queue; quelques marmites de fonte de diverses grandeurs : ces vaisseaux servent à plusieurs usages; ils servent à lessiver des sels, de bains de sable dans l'occasion, et quelquefois de creusets pour calciner des matières végétales et animales.

Une ou plusieurs cornues de fer; ces cornues sont très-commodes, en ce qu'elles ne sont pas sujettes à se casser pendant les opérations, comme celles de grès et de verre.

Quelques mortiers de fer fondu, tournés et polis. On choisit des pilons de fer assortis à la grandeur du mortier; il faut observer que les deux bouts soient garnis d'acier.

Il est aussi très-nécessaire d'avoir dans un laboratoire

une provision de barres de fer de différentes grosseurs et longueurs, pour placer des fourneaux et les élever à la hauteur qu'on veut, et pour une infinité de détails qu'on ne peut énoncer.

Une pierre d'aimant, ou des barreaux d'acier aimantés, de différentes formes, est aussi utile aux chimistes.

Enfin une infinité d'outils, tels que des râpes, des limes plates, triangulaires, rondes ou queues-de-rat, vrilles, tenailles à creusets, pinces plates, petites pinces à ressorts, qu'on nomme Bruxelles, ciseaux, cisailles, couteaux, étouffoirs, truelle, scie à main, plane, hachette, écumoires, rivoirs, canons de fusils, etc.

Porcelaine.

Des mortiers de différentes grandeurs, avec leurs pilons, des évaporatoires, des tubes de divers diamètres; des cornues, creusets, cuillers, etc. Tous ces objets sont nécessaires dans un laboratoire.

Boissellerie.

Une table d'émailleur avec son soufflet; un assortiment de supports, de tamis de soie et de crin couverts et non couverts, pour passer les poudres, des goupillons gros et petits pour nettoyer les tubes et l'extrémité des entonnoirs.

Une presse pour exprimer les huiles des semences et les sucs des plantes.

Des spatules de bois et en buis, en ivoire; des supports d'entonnoirs, une cuve pneumato-chimique garnie

en plomb (*voyez* la figure) : il faut en avoir une portative ; des châssis à filtrer ; des toiles, des étamines ; enfin une infinité d'objets que le besoin indique, et dont je me dispenserai de donner le détail, tels qu'une fontaine de grès ; vieux linges pour luter, linge de coutil pour la presse, ficelle ; bouchons, sable et grès ; des ronds de nattes de différentes grandeurs, pour poser les vaisseaux qui n'ont pas le cul plat. On nomme ces ronds valets dans les laboratoires, etc.

§. II.

Laboratoire portatif.

Ce laboratoire économique intéressera, sans doute, ceux qui s'occupent d'analyse ; les succès qu'en a obtenus le célèbre chimiste qui en est l'inventeur, et à qui nous devons tant de travaux intéressans, ainsi que ceux qui s'en servent journellement, m'ont engagé à décrire cet instrument, dont l'utilité et la commodité sont chaque jour reconnues, et qui naturellement doit être placé dans un ouvrage destiné à la pratique de la science.

M. *Guyton-Morveau* se sert d'une lampe d'*Argand* et au moyen d'un support mobile, destiné à recevoir ordinaire, les différens vaisseaux, et qui se fixe à volonté par des vis de pression, parvient à faire presque toutes les opérations de la chimie ; telles que les digestions, dissolutions, concentrations ; les rectifications d'acides ; les distillations au bain de sable, à feu nu ; les incinérations des résidus les plus rebelles, les analyses avec un appareil pneumatique, les analyses minérales par fusion

saline, etc. M. *Guyton* ne voit d'exception que pour les vitrifications complettes et les coupellations; car on parvient à y exécuter même les distillations à siccité, avec quelques précautions, comme de transporter la matière dans une petite cornue soufflée à la lampe d'émailleur, et de poser le fond sur un petit bain de sable formé d'une lame mince de métal.

Je rapporterai ici quelques détails utiles pour ceux qui voudraient faire usage de la lampe de M. *Guyton*. Ce chimiste les a crus essentiels, soit pour établir sur des faits positifs la possibilité d'appliquer le feu de lampe aux opérations, soit pour communiquer ce que l'expérience lui a appris.

Pour les analyses des pierres, telles que celles des cristaux d'étain, l'auteur emploie la cheminée de verre coupée; il commence par mettre le mélange dans une capsule de platine ou d'argent de 7 centimètres (31 lignes) de diamètre; il place cette capsule sur le support et gradue le feu, de manière que le bouillonnement se passe sans lancer au dehors aucune partie. Quand la matière est parfaitement sèche, on la transporte dans un creuset très-mince de platine : son poids n'est pas tout-à-fait de 11 grammes, son diamètre de 45 millimètres (environ 20 lignes); ce creuset repose sur un petit triangle de fil de fer qui sert à rétrécir l'anneau, et la mèche étant dans la plus grande élévation, l'anneau abaissé à 25 millimètres (environ 11 lignes) du bord supérieur de la cheminée de verre; M. *Guyton* donne en moins de vingt minutes la fusion saline, au point que, dès la première opération, la décomposition va jusqu'à 0,70 du minéral.

Le même appareil, c'est-à-dire, avec la cheminée coupée, sert pour les oxidations, les incinérations, les torréfactions, les distillations à siccité.

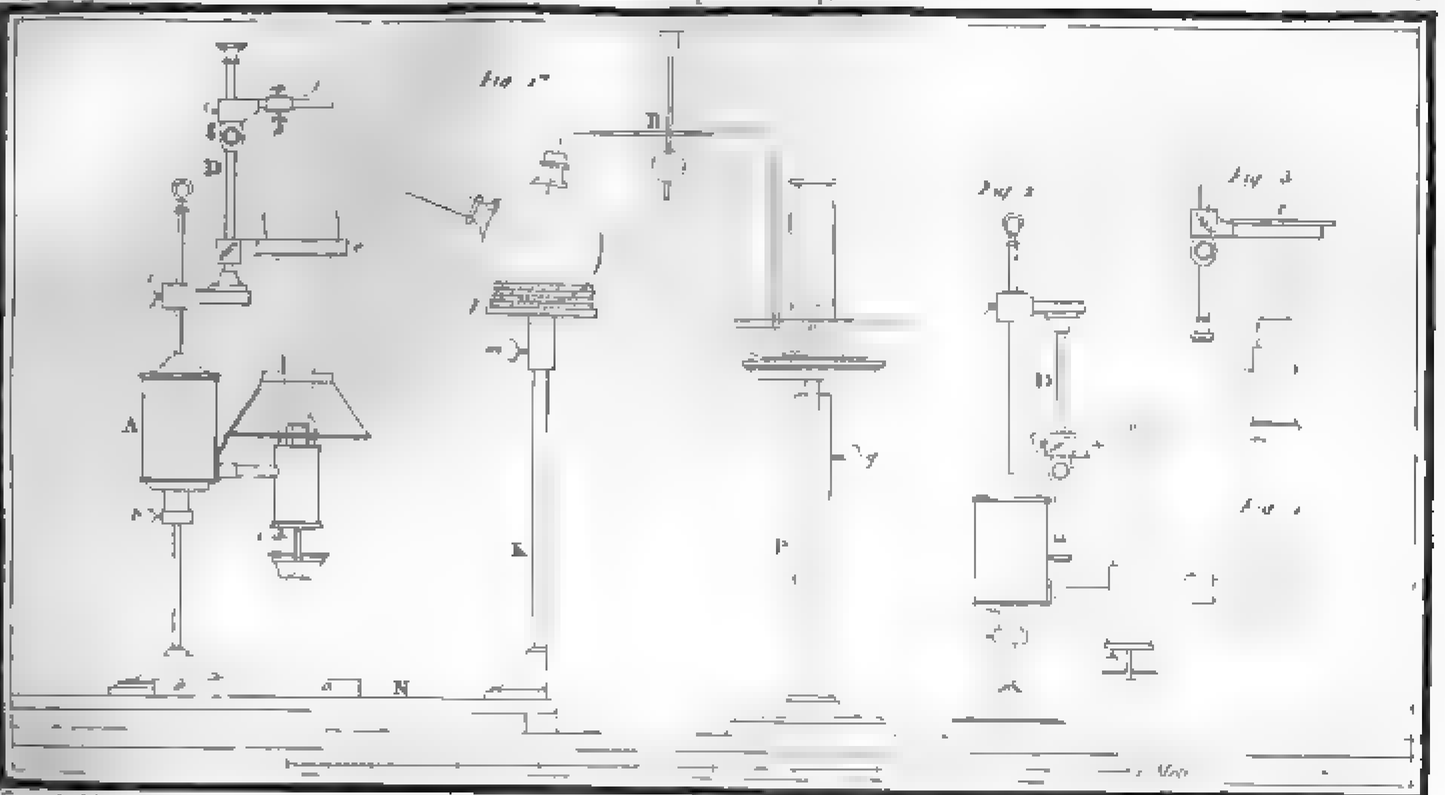
Dans les opérations qui n'exigent pas une si grande chaleur, M. *Guyton* laisse la lampe garnie de la grande cheminée, absolument dans l'état où on la tient ordinairement pour éclairer, et en élevant et abaissant ou l'anneau de support, ou le corps de lampe; si les vaisseaux sont établis à demeure pour communiquer avec d'autres, il gradue et modere le feu à volonté.

Le vinaigre distille sans interruption, à 6 centimètres du bord supérieur de la cheminée, c'est-à-dire, à 19 de la flamme. L'eau en ébullition, en huit minutes, à la meme hauteur, dans une cornue de verre de la capacité de 5 décilitres; elle s'y maintient uniformément à la distance de 22 centimètres de la flamme.

Explication des figures du Laboratoire économique.

La figure 1 représente tout l'appareil monté pour une distillation avec tube de sûreté et récipient pneumatique.

A est le corps de lampe ordinaire, à courant d'air intérieur, garni de son garde-vue et de sa cheminée de verre. On voit que le corps de lampe s'élève et s'abaisse à volonté, par le moyen de la vis de pression *b*, que la mèche monte et descend par le mouvement de la petite roue dentée *c*, placée au-dessus du godet de décharge. Cette construction est la plus avantageuse, parce qu'elle donne la facilité d'approcher ou d'éloigner la flamme des vaisseaux qui restent fixes, et que l'on n'éprouve pas la gêne des crémaillères, qui s'élevant au-dessus de la



Dessiné del. sculp.

flamme, ne permettent plus d'en approcher assez les vaisseaux.

D. Support formé d'une tige ronde de laiton, brisée, à vis vers les deux tiers de sa hauteur, sur laquelle glissent et s'arrêtent par des vis de pression, l'anneau circulatoire *e*; le bras *f* et le bouton de repos *g*. Le bras porte lui-même une pièce mobile à crochet *h*, qui sert à suspendre au point convenable les vaisseaux, ou à assurer leur position. Le rapport entier se rattache à la tige de fer carrée de la lampe, par une pièce de bois dur *i*, qui se fixe à la hauteur que l'on desire par la vis de pression.

K. Guéridon pour les récipiens. Sa tablette mobile *l* se fixe à toutes les hauteurs par le moyen de la vis en bois *M*. La coulisse qui fait le pied de ce guéridon est fixée sur le plateau *N*; mais on a la faculté d'en approcher ou d'en éloigner le fourneau à lampe; en faisant glisser son pied dans les deux rainures *oo*.

P. Autre guéridon pour la cuvette pneumatique. Il s'élève ou s'abaisse de même par le moyen d'une forte vis en bois *q*.

R est le tube de sûreté, à syphon renversé, de *Welter*.

Figure 2. Elle fait voir le fourneau à lampe, disposé pour donner la fusion saline, la cheminée de verre raccourcie, le support *D* retourné en bas, la capsule de platine ou d'argent *s*, placée sur l'anneau très-près de la flamme.

Figure 3. La même partie de l'appareil, dans laquelle on a substitué à la capsule un petit creuset très-mince de platine *t*, porté par un triangle de fil de fer qui repose sur l'anneau.

La figure 4 donne le plan de cette dernière disposition.

§. III.

Termes usités en Chimie.

Calcination, est ordinairement la volatilisation de quelques matières en vapeur ou en gaz, en la séparant ainsi d'une autre plus fixe, qu'on nomme après cela *calcinée*. On calcine dans des creusets.

Cémentation. Cette opération n'est usitée que dans la métallurgie. Elle a pour objet de faire réagir une portion du cément, ou poussière quelconque qui enveloppe de toutes parts le corps qu'on cémente, sur ce dernier.

Cohobation. Opération par laquelle on distille plusieurs fois une liqueur sur le résidu resté dans le vase distillatoire.

Combinaison. Union de plusieurs corps binaires, ternaires, etc.

Combustion. Ce mot est souvent pris pour l'expression du phénomène meme, il est quelquefois appliqué à l'opération de brûler différens corps combustibles. *Fourcroy* se sert souvent de mot de *décombustion* pour désigner l'opération inverse de la première, aussi emploie-t-il souvent cette expression, *débrûler* les corps.

Concentration. On appelle ainsi l'action d'épaissir, de condenser par l'action du calorique, des liquides salins ou autres, pour rendre leur dissolution plus dense, plus concentrée.

Cristallisation. L'idée générale qu'on doit attacher au

mot cristallisation, est celle d'une opération par laquelle un corps dans son passage de l'état fluide à l'état solide, affecte une forme régulière. Les découvertes modernes ont appris que la plupart des substances se cristallisent, et que celles qui ne portent pas extérieurement ce caractère, ont dans leur intérieur des cristaux bien prononcés. Cette opération est souvent la suite de la fusion. La plupart des corps fusibles prennent, en refroidissant lentement, une forme polyèdre régulière. On la pratique par le feu sur le soufre et les métaux.

Coupellation. Ce mot s'applique à la séparation des métaux très-oxidables de ceux qui le sont très-peu. Cette opération a pour but de séparer divers métaux de l'or et de l'argent. On se sert de petites coupes ou coupelles faites avec des os d'animaux calcinés.

Décoction. Ce mot vient de *coquere*, qui signifie cuire.

L'objet de la décoction est de dissoudre et d'extraire les substances actives des corps, dans un véhicule approprié à l'intention qu'on veut remplir.

Détonation. Cet effet a lieu dans tous les cas où des matières combinées ou décomposées très-rapidement, changent tout-à-coup d'état, occupent instantanément un grand volume, prennent une subite extension, et frappent ainsi l'air qui fait entendre par sa vibration un bruit plus ou moins fort.

Digestion. C'est une vraie macération, excepté qu'on la fait dans des vaisseaux fermés.

Dissolution. Ce mot dissolution doit être réservé pour expliquer l'action d'un acide sur un métal, une terre ou un alcali; dans ces trois cas, non-seulement il y a solution,

mais il y a encore combinaison et quelquefois décomposition de l'un des corps. Il suit de cette distinction entre la solution, et la dissolution, que ce mot dissolvant ne peut être conservé au liquide qui détermine la solution. M. *Monge* a donné le nom de résolvant au corps qui conserve sa forme. Ainsi, le corps *résolvant* est le liquide dans lequel disparaît le corps qui se résout.

Distillation. Opération par le moyen de laquelle on sépare, à l'aide du calorique, les substances volatiles d'avec les fixes, ou une évaporation qu'on fait dans des vaisseaux appropriés, afin de recueillir et conserver à part les substances que le feu fait volatiliser.

Effervescence. Phénomène qui résulte du dégagement du sein d'un liquide, des fluides élastiques dont les bulles, en traversant le liquide, l'agitent, le soulèvent, le recouvrent de mousse ou d'écume. L'effervescence a lieu quelquefois aussi à la surface d'un corps solide, lorsqu'on le met en contact avec un liquide convenable. On dit, vulgairement, un corps fait effervescence.

Evaporation. Opération par laquelle on sépare les substances volatiles des substances fixes.

Exsiccation ou *dessication.* C'est la manière de dessécher des matières molles, humides, ou de leur enlever l'eau qui les mouille et qui les altère. Cette opération se pratique au soleil, à l'étuve, sur un bain de sable, et on l'emploie pour les matières végétales, animales, pour les sels, les terres et les oxides métalliques humectés.

Extraction. C'est séparer ou extraire une matière d'une autre.

Fermentation. Cette opération désigne le plus souvent

le phénomène par lequel les substances végétales et animales fermentent; elle sert cependant quelquefois pour exprimer l'opération par laquelle les chimistes font fermenter ces substances.

Fulmination. Cette opération ne diffère de la détonation que par le coup plus rapide, le bruit plus violent et plus rapproché de l'effet de la foudre qui l'accompagne et la caractérise.

Fusion. C'est appliquer le feu à une matière solide; on la rend ainsi fluide pour la réunir en une seule masse, ou pour la couler, et en changer la forme, les corps qui servent à cette opération sont les métaux, le soufre, le phosphore, les graisses, les cires, plusieurs matières salines, etc.

Graduation. C'est d'amener par l'évaporation ou la concentration, les liquides au degré de consistance ou d'épaississement nécessaire pour en séparer plus facilement et plus promptement les substances qui y sont tenues en dissolution.

Incinération. C'est une espèce de combustion qu'on pratique sur les charbons en les faisant rougir avec le contact de l'air, en renouvelant leurs surfaces par une agitation continuelle jusqu'à ce qu'ils soient réduits en cendres.

Infusion. Ce mot vient d'*infundere*, qui signifie mettre à tremper.

L'infusion a pour but d'extraire, par le moyen d'un liquide, les substances les plus dissolubles.

Lixiviation. L'objet de cette opération est de séparer des substances solubles dans l'eau, d'avec celles qui sont insolubles.

Liquation. Cette opération s'opère sur des alliages métalliques dont une ou plusieurs matières composantes se fondant, ou se ramollissant seules, peuvent être séparées des autres.

Macération. Lorsqu'on verse un liquide sur une substance, afin de relâcher son tissu, et qu'on la laisse tremper plus ou moins longtems, cette opération se nomme *macération.*

Oxidation. C'est toute opération dans laquelle on combine des matières, de quelque nature qu'elles soient, avec l'oxigène, de manière à les convertir en oxides. On emploie ce mot plus souvent encore comme phénomène que comme opération; dans ce dernier sens, il faut se servir aussi du mot opposé *désoxidation* qui désigne alors une opération qu'on fait aussi souvent dans les laboratoires que la première.

Précipitation. Phénomène produit dans un liquide, par l'abandon qu'une substance y fait d'une autre, n'importe par quelle cause. La substance qui revient à l'état solide et tombe au fond du vase, ou qui s'échappe si elle est volatile, se nomme *précipité.*

Rectification. Procédé par lequel on fait subir à une substance une opération qu'elle a déja éprouvée, afin de la réduire dans un plus grand degré de pureté : telle qu'une liqueur qui a déja été distillée, et qu'on distille une seconde fois, ou une substance déja sublimée qu'on fait sublimer de nouveau.

Réduction. On l'emploie pour faire reparaître les oxides des métaux sous la forme métallique. On nomme aussi cette opération *revivification* : c'est une véritable désoxidation.

Saturation. Lorsque des corps sont combinés dans la proportion qui produit la neutralisation, on les dit *saturés*. Il serait peut-être plus convenable de restreindre la signification du terme *saturation* à celle de *neutralisation*, pour indiquer l'état d'un mélange dans lequel les propriétés particulières des parties constituantes disparaissent réciproquement.

Solution. Disparition d'un solide dans un liquide, sans qu'aucun des deux éprouve aucune altération dans sa nature. (Voy. *Dissolution*, pag. 25.) *Klaproth* ne fait cependant aucune distinction entre *solution* et *dissolution*.

Stratification. C'est placer lit sur lit des substances de différentes natures, dont l'une doit porter son action sur l'autre.

Sublimation. Cette opération a pour objet de faire volatiliser un métal ou toute autre matière, pour les recueillir dans un état de pureté, ou de combinaison; le produit s'attache à la partie supérieure des vaisseaux. On les nomme *vaisseaux sublimatoires*.

Torréfaction ou ***grillage.*** On entend par ces mots la séparation de quelques principes volatils d'une matière sèche, et la division ou l'atténuation qu'elle éprouve en même tems. Tels sont les changemens qu'on fait éprouver aux mines avant de les fondre, la torréfaction a plus souvent lieu sur les substances végétales.

Triturer. Réduire en poudre plus ou moins fine. On se sert ordinairement d'un *mortier* pour les corps fragiles et cassans; de grosses limes, connues sous le nom de *râpes à bois*; de moins grosses pour la corne; de fines pour les métaux. Pour les fruits et les matières pulpeuses, une râpe sur laquelle on les promène.

Vitrification. C'est convertir en verre toutes les matières susceptibles de prendre cet état. On se sert pour cette opération de creusets, du chalumeau.

Volatilisation. C'est l'action de réduire en vapeur les substances qui en sont susceptibles.

§. IV.

Des Réactifs.

On appelle réactifs des substances que l'on met en contact avec un autre corps, afin de parvenir à reconnaître la présence d'un corps, ou à découvrir ses principes constituans.

Les réactifs épargnent beaucoup de tems ; mais ils ne mettent pas toujours dans le cas de porter un jugement assuré, sur-tout lorsqu'il s'agit de déterminer les quantités : ils peuvent cependant quelquefois servir avantageusement à l'estimation de ces quantités par les poids des précipités.

Il existe dans l'emploi des réactifs en général, une difficulté dont les chimistes n'ont point assez tenu compte. Ces substances annoncent bien, en effet, les unes, les bases terreuses et alcalines ; les autres, les acides ; d'autres, les métaux. Mais en démontrant, comme cela a lieu le plus souvent, l'existence de deux ou trois bases et de deux acides, elles n'apprennent point toujours à quel acide telle base est combinée, et conséquemment la vraie nature des matières dissoutes dans les eaux. Il est essentiel que les réactifs soient parfaitement purs.

Principaux réactifs.

Teinture de tournesol. Elle se fait en écrasant du tournesol en pain, et versant dessus de l'eau distillée. On laisse macérer, l'eau devient bientôt bleue, et paraît violette quand on la regarde en la présentant à la lumière : on filtre ensuite et on ajoute de l'eau pour l'étendre; en cet état, elle peut découvrir la plus petite partie d'acide libre, qui la fait sur-le-champ passer au rouge. Pour conserver cette liqueur dans son état bleu, il faut y ajouter un peu d'alcool.

Papier coloré en bleu par le tournesol. Quand on veut préparer ce papier bleu, appelé *papier réactif*, on délaie du tournesol dans peu d'eau; on y ajoute un peu d'amidon : on fait légèrement bouillir le mélange : et lorsque la masse est froide, on l'étend avec une brosse sur des feuilles de papier blanc, qu'on laisse sécher ensuite.

Papier coloré avec le fernambouc. Ce papier se prépare comme le précédent, c'est-à-dire, qu'on fait bouillir le fernambouc en poudre fine avec un peu d'eau. Si on plonge ce papier dans de l'eau plus ou moins chargée d'alcali, il prend une teinte pourpre ou violacée. Lorsqu'il a été ainsi altéré, les acides lui restituent sa première couleur.

Teinture de terra mérita ou de curcuma. On fait digérer la poudre de curcuma avec de l'eau, et on filtre la liqueur. Cette teinture est plus ou moins altérée en rouge brun par les alcalis. On peut la remplacer par le papier coloré en jaune par la poudre de curcuma délayée dans un peu d'eau.

Ces trois réactifs sont utiles : le premier principalement pour les acides, les deux autres pour découvrir les alcalis.

M. Pelletier fils a fait connaître que le suc de nerprun pouvait être employé pour reconnaître des traces d'alcali. La couleur du suc de nerprun étendu avec de l'eau distillée, tire sur le pourpre ; une goutte de ce suc ou de son sirop, mise dans un verre d'eau de rivière lui communique une couleur verte très-sensible : la teinte verte est encore plus forte avec de l'eau de puits.

On peut, au moyen du même réactif, reconnaître des indices d'alcalinité dans des sels qu'on regarde comme neutres, parce qu'ils n'agissent pas sur le sirop de violettes : tels sont le sulfate de soude, le sel de Seignette, etc., dont les solutions donnent une couleur verte avec le nerprun, tandis que d'autres sels, comme le muriate de soude, avivent ou n'altèrent pas la couleur naturelle.

M. Vogel a cependant observé qu'il fallait employer ce réactif avec beaucoup de circonspection : il a vu qu'un grand nombre de substances salino-métalliques se comportaient avec le suc de nerprun de la même manière que les alcalis. C'est ainsi que les dissolutions d'acétate et de nitrate de plomb sont très-sensiblement verdies par le sirop ou le suc de nerprun, étendus de beaucoup d'eau. La même couleur verte se manifeste avec les nitrates de mercure et d'argent, avec le sulfate de cuivre et de zinc, avec le muriate de chaux parfaitement neutre, etc.

M. Boullay indique aussi le suc des baies de morelle comme un réactif très-sensible, ayant le double avan-

tage de faire reconnaître la présence des acides et celle des alcalis.

Infusion de noix de galle. (V. *Teinture de noix de galle.*)

Infusion et *sirop de violettes.* L'infusion de violettes se prépare de la manière suivante. On prend des pétales de belles violettes ; on les étend sur une toile attachée par les quatre coins sur un châssis ; on arrose les fleurs avec de l'eau chaude, qui entraîne avec elle une matière colorante d'un jaune bleuâtre ; on laisse égoutter : on verse ensuite de l'eau froide. Cette première opération faite, on prend des fleurs de violettes ainsi préparées ; on verse dessus de l'eau distillée pure, environ le double du poids des fleurs, et on laisse macérer vingt-quatre heures ; on filtre ensuite : c'est cette teinture dont on doit se servir comme réactif. Quand on veut la conserver, on y ajoute du sucre (une partie d'infusion sur deux de sucre). On le fait fondre au bain-marie ; on passe ensuite le sirop à travers une étamine blanche.

Il y a cependant deux exceptions à la règle générale, que les teintures bleues végétales rougissent avec les acides, et verdissent avec les alcalis : les alcalis foncent la couleur bleue du tournesol, et l'indigo se dissout dans l'acide sulfurique, sans perdre son bleu. Les sucs bleus de divers végétaux sont altérés inégalement par les acides et les alcalis : ce qui donne un moyen d'en examiner la progression, et si elle était bien connue, on pourrait déterminer les forces respectives de ces sels. L'acide carbonique pur n'a d'action que sur la teinture du tournesol. L'acide acéteux altère le sirop de violettes, mais non le papier bleu des pains de sucre : celui-ci est, au contraire, rougi par les acides plus puissans, et ainsi du reste.

Teinture de bois de Brésil. On obtient de la décoction de ce bois une liqueur rouge qui passe au bleu par les alcalis et les terres alcalines, et même par ces terres dissoutes au moyen d'un excès d'acide carbonique.

Teinture de noix de galle. Elle se fait en concassant la noix et la tenant en digestion dans l'alcool jusqu'à ce qu'il en soit saturé ; on peut la préparer aussi à l'eau, mais elle s'altère facilement. Cette teinture sert à découvrir le fer qu'elle précipite lentement ; elle lui donne une couleur pourpre quand on la met en petite quantité ; elle le fait passer au noir quand on en ajoute une dose suffisante. La teinture aqueuse sert aussi pour découvrir une substance animale, etc.

L'eau de chaux. Voyez pour sa préparation l'article *chaux.*

L'eau de chaux est troublée par les acides, qui forment avec elle un sel insoluble, tel que les acides phosphorique, fluorique, carbonique, oxalique, citrique et tartarique. Elle décompose les sels à base d'alumine et de magnésie. Elle précipite les sels cuivreux en vert, les sels mercuriels oxidés en jaune, et les sels mercuriels oxidulés en noir grisâtre.

La dissolution de barite et *de strontiane.* Voyez ces mots.

La barite pure est un réactif important ; elle indique les plus petites parties d'acide sulfurique, à quelque substance qu'il soit mêlé ou combiné ; il se forme du sulfate de barite qui est insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique.

La potasse, la soude, l'ammoniaque, et *ces mêmes alcalis unis à l'acide carbonique,* indiquent la présence de quelques sels terreux, et précipitent les dissolutions métalliques.

Il faut observer que l'ammoniaque ne sépare point en entier la magnésie unie aux acides, qu'elle n'en pré-

cipite qu'environ la moitié et qu'elle constitue toujours des sels triples.

Les alcalis fixes caustiques ne forment pas toujours de bons réactifs, ils retiennent en dissolution une partie des terres qu'ils précipitent des eaux.

L'acide sulfurique concentré. Si on verse de cet acide dans de l'eau qui tient de la barite en dissolution, il y occasionne un précipité. Quand il dégage plusieurs bulles, il annonce la présence de l'acide carbonique, quelquefois ce n'est que de l'air atmosphérique.

L'acide nitrique, et particulièrement l'*acide nitreux*, ont la propriété de décomposer le gaz hydrogène sulfuré tenu en dissolution dans les eaux, et le soufre se dépose lentement.

L'acide sulfureux. Cet acide peut être employé comme l'acide nitreux pour décomposer le gaz hydrogène sulfuré des eaux sulfureuses, et pour en séparer le soufre. Cependant le soufre de l'acide sulfureux décomposé se précipite avec le soufre de l'hydrogène sulfuré décomposé.

L'acide muriatique oxigéné précipite aussi le soufre de sa combinaison avec l'hydrogène. Cet acide est un très-bon réactif dans la plupart des analyses.

L'acide arsenique est propre à indiquer la nature des eaux sulfureuses et à y démontrer la présence du soufre, par le sulfure d'arsenic jaune qu'il y forme sur-le-champ.

L'acide arsénieux. L'arseniate ou l'arsenite de potasse peut aussi être employé.

L'acide oxalique est un réactif très-utile pour reconnaître la présence de la chaux unie aux acides. L'oxalate d'ammoniaque ou de potasse est préférable.

On doit encore mettre au rang des réactifs les plus

usités, les acides *carbonique*, *phosphorique*, *acétique*, *tartarique*, *citrique*; on trouvera la manière de les préparer et leurs usages, à chacun des articles qui les concernent.

Les sulfates de potasse, *de soude* et *de magnésie*, sont décomposés par le nitrate et le muriate calcaire, par une double affinité. Ce sont des réactifs intéressans pour la connaissance des eaux.

Le muriate de barite est employé comme la dissolution de barite pure.

Le muriate calcaire sert à découvrir la potasse carbonatée, parce que le carbonate de chaux se précipite.

Le sulfate acide d'alumine est susceptible d'être précipité par les alcalis libres, et même par le nitrate et le muriate calcaire.

Les prussiates alcalins et *terreux solubles* ont la propriété de découvrir les moindres atômes de fer. Le prussiate de potasse précipite le fer en bleu et le cuivre en brun.

Les hydro-sulfures, *l'eau chargée d'hydrogène sulfuré* doivent aussi être comptés parmi les réactifs usités. Voyez *ces articles*.

Des substances métalliques. Certains métaux ont la propriété de décomposer en entier le gaz hydrogène sulfuré; ils absorbent l'hydrogène et laissent précipiter le soufre, tels que le *mercure*, le *plomb*, le *cuivre*, l'*argent*.

Des oxides métalliques. L'action de plusieurs oxides métalliques est bien plus marquée que celle des métaux eux-mêmes. Ils séparent le gaz hydrogène sulfuré des eaux, soit en le décomposant, soit en l'absorbant; mais ils sont peu susceptibles d'indiquer la quantité de gaz contenue dans les eaux.

Des dissolutions métalliques. Ces dissolutions sont employées avec succès dans les analyses.

On range au nombre des réactifs de cette classe, le *muriate d'arsenic*, le *muriate d'antimoine*, qui, tous deux, ont particulièrement la propriété de prouver la présence du soufre dans les eaux sulfureuses. Le muriate de platine peut être employé avec avantage pour découvrir un sel à base de potasse ou d'ammoniaque.

Le nitrate de mercure doit être employé avec attention; car il a des caractères différens, suivant les circonstances de la dissolution. On doit préférer celui qui a été fait à froid.

Le nitrate de mercure est encore précipité par la chaux, la magnésie et les alcalis.

Il précipite aussi les mucilages.

Le nitrate d'argent est communément employé pour reconnaître la présence de l'acide muriatique.

S'il y a dans l'eau un sulfure hydrogéné en dissolution, le muriate d'argent qui se précipite est plus ou moins noirci; souvent il se forme des flocons très-abondans d'un brun verdâtre, dont la couleur devient peu-à-peu très-noire.

Les carbonates de chaux et de magnésie dissous dans un excès d'acide, sont aussi précipités par le nitrate d'argent. Ce réactif est précieux pour découvrir le phosphore dans un liquide. Il se forme un précipité noir, qui est du phosphure d'argent.

Le sulfate de fer est d'un usage avantageux dans certains cas; un cristal bien pur de ce sel indique la présence de l'air dans l'eau; les alcalis, la chaux et la magnésie unies à l'acide carbonique, décomposent le sulfate de fer. Ce sel démontre aussi la présence de l'acide gallique et du tannin.

Le sulfate de cuivre, outre les avantages que l'on retire de ce sel dans certaines analyses, a la propriété d'agir sur le gaz hydrogène sulfuré, sans altérer les sels contenus dans les eaux minérales; on peut donc l'employer indifféremment, et avec le même avantage pour déterminer la quantité de soufre contenue dans les eaux sulfureuses.

L'acétate de plomb Ce sel est employé pour découvrir l'acide sulfurique, attendu que le sulfate formé est insoluble dans l'eau et dans l'acide acétique. Le plomb est aussi précipité par les alcalis carbonatés. Cette dissolution est une des plus sensibles pour indiquer avec précision la plus petite quantité de gaz hydrogène sulfuré contenue dans une eau.

Le savon. Ce composé ne se dissout pas dans toutes les eaux, cela provient, ou d'un acide libre, ou d'une certaine quantité de sel à base terreuse ou métallique. Dans ces deux cas il y a décomposition, l'acide s'unit à l'alcali du savon, et l'huile reste libre, ou bien elle forme des savons terreux insolubles, ou des composés appelés *savons métalliques*. Il faut donc employer l'eau distillée.

L'alcool. Lorsqu'il y en a une suffisante quantité, il précipite tous les sels contenus dans l'eau, et qu'il ne peut lui-même dissoudre; tels sont particulièrement tous les sulfates, phosphates et quelques nitrates. Les muriates sont solubles dans l'alcool, quoiqu'ils en exigent les uns plus, les autres moins. L'alcool dissout aussi les alcalis, les résines, les huiles volatiles, le camphre, l'extractif, l'adipocire, etc.; mais il ne dissout pas la gomme, l'albumine, le gluten, la fécule, etc.

L'éther dissout le caoutchouc, les huiles volatiles, les

baumes naturels, le camphre, les résines, les graisses, l'adipocire, les calculs biliaires, et quelques muriates métalliques, etc.

La *gélatine* fait la base ou la plus grande partie de tous les organes blancs en général, spécialement des membranes, des tendons, etc.

On prend de la colle, vulgairement appelée *colle forte*; on la fait dissoudre dans de l'eau, et l'on ajoute ensuite un peu d'alcool, afin de pouvoir conserver la dissolution.

C'est le réactif le plus sensible pour démontrer la présence du tannin.

Voilà les réactifs le plus communément employés; on peut cependant les multiplier suivant les circonstances, parce que l'un vient à l'appui de l'autre; mais en général on peut se borner à un petit nombre bien choisi.

§. V.

Du Chalumeau.

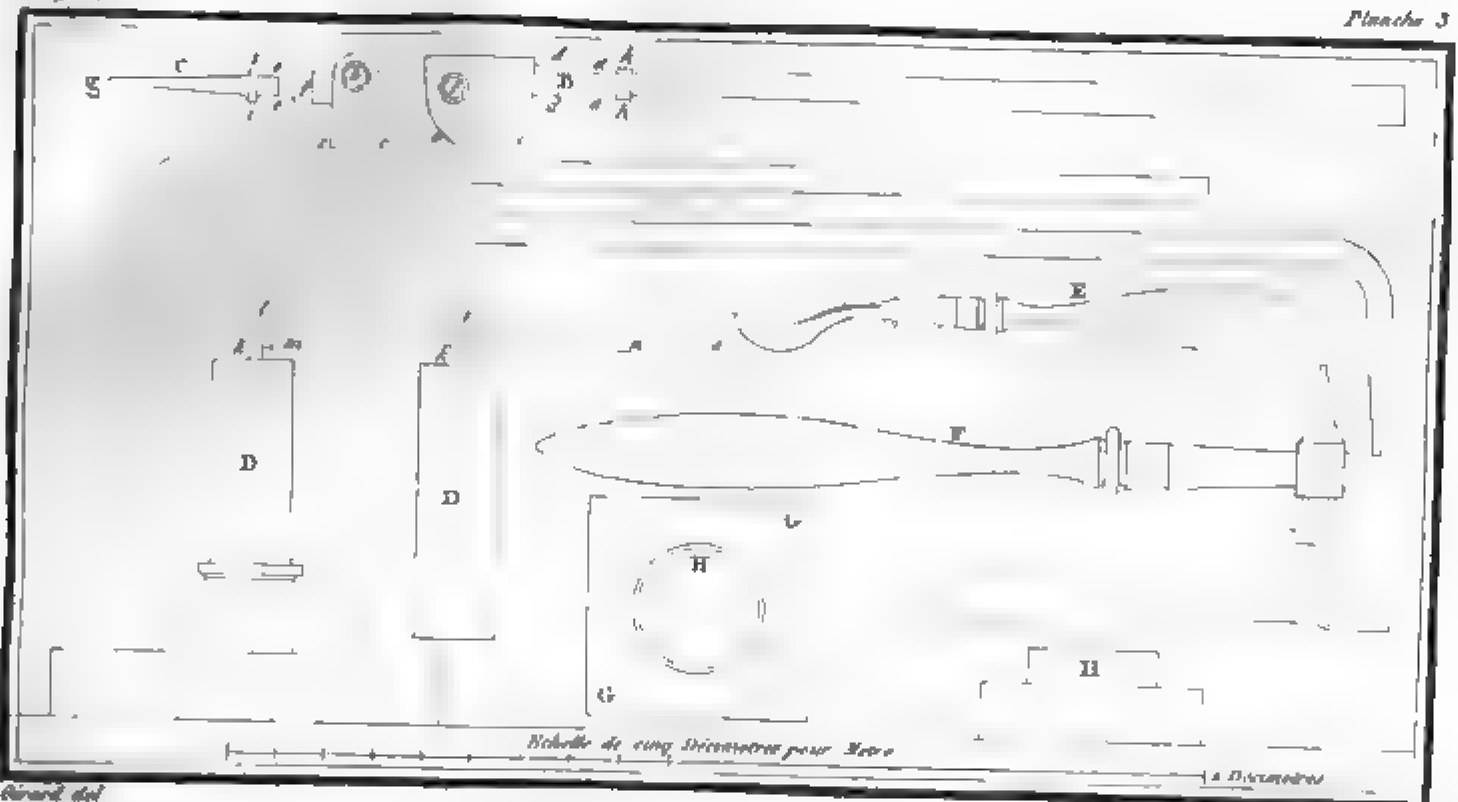
Le chalumeau est un instrument employé très-anciennement dans les arts pour la soudure de quelques pièces délicates, telles, par exemple, que celles de l'horlogerie. Son premier emploi dans les essais chimiques est dû à *Bergmann*. André *Swabe* fit connaître cet instrument en 1738. Il fut ensuite perfectionné par plusieurs minéralogistes. Le célèbre *Engestrœm* publia une dissertation en anglais sur la manière de s'en servir. Mais *Bergmann* a porté sur cet instrument, et sur la manière de s'en servir, l'exactitude la plus rigoureuse dans une dissertation où il a consigné une suite de travaux très-précieux. Cet objet a

aussi été traité dans le tom. III, Encyclopédie méthodique, par M. *Vauquelin.*

Le chalumeau n'a pas l'avantage de donner aux expériences faites par son moyen un champ très-vaste; mais ceci est bien compensé par la facilité si précieuse de pouvoir suivre des yeux une opération dont les différentes périodes seraient cachées au fond des creusets, dans une opération plus en grand. On en fait avec des matières de nature différente; l'argent, à cause de son inaltérabilité, est une de celles qui conviennent le mieux pour cet objet. M. *Guyton* conseille d'allier la pointe de cet instrument avec deux septièmes de platine, pour lui donner plus de dureté, le rendre moins altérable par la chaleur.

Le chalumeau de *Bergmann* est composé de trois parties (*voyez* la figure) : l'une appelée manche, se termine en une pointe conique tronquée *aa*, qui s'adapte par frottement à l'ouverture *B*, nommée réservoir, est formée d'une lame elliptique courbée au centre, de manière que les côtés opposés, soudés tour-à-tour à une égale distance du bord, sont parallèles; cette cavité est destinée à retenir l'humidité qui s'exhale de la poitrine, et que l'air y dépose. *Bergmann* préfère la forme aplatie de ce réservoir à celle d'une sphère, qu'on lui avait donnée avant lui. L'ouverture conique creusée dans la protubérance *dd*, ne doit point avoir de rebord intérieur, afin que la liqueur recueillie dans le réservoir après une longue insufflation puisse en sortir facilement, et qu'on la puisse nettoyer commodément. Le petit tube *C* est très-étroit, la partie conique la plus courte *ee*, doit entrer exactement dans l'ouverture *f*, pour que l'air ne puisse sortir que par l'orifice *g*. Il faut avoir plusieurs de ces petits tubes différens en grosseur, que des

Planche 3



Girard del.

Sellier Sculp.

circonstances particulières nécessitent souvent. L'ouverture *g* doit être circulaire et égale, car sans cela le cône de la flamme, dont nous parlerons plus bas, se diviserait en plusieurs parties, et ne produirait pas l'effet qu'on doit en attendre : les cercles de cuivre *hh* et *ii*, empêchent que les extrémités coniques *aa* et *ee*, n'entrent trop avant ; il est nécessaire que dans le commencement ces parties entrent l'une dans l'autre avec force; car avec le tems, et par le frottement continuel qu'elles éprouvent, elles deviennent trop douces, et tombent facilement ; mais lorsqu'elles sont arrivées à ce point, on les raffermit encore pour quelque tems, en coupant une portion des cercles de cuivre *hh* et *ii*.

Maintenant on met plus de simplicité dans la construction des chalumeaux ; au lieu de plusieurs pièces, ils sont formés d'une seule. C'est un tube de fer, de cuivre, ou de verre courbé, comme on le voit par la figure. On souffle avec autant de facilité et de succès avec ces chalumeaux qu'avec celui de *Bergmann ;* ils ont sur celui-ci l'avantage d'être beaucoup moins chers. Tout le monde peut faire des chalumeaux de verre, avec des tubes épais de cette matière, que l'on courbe à une petite distance de l'extrémité, et que l'on retire ensuite en un filet délié à la lampe d'émailleur; on brise alors ce filet à l'endroit convenable pour que l'ouverture laisse sortir une assez grande quantité d'air; on use sur une pierre cette pointe pour la rendre conique ; on peut également se servir de gros tubes de verre, percés d'un canal presque capillaire, et dont on use l'une des extrémités après l'avoir légèrement courbée.

Manière de se servir du Chalumeau.

Comme il est souvent nécessaire que les substances que l'on traite au chalumeau soient exposées longtems à l'action de la chaleur sans interruption, il est important aussi que le courant d'air dirigé sur la flamme de la bougie, soit continuel et égal, pour que ces matières parcourent toutes les périodes que fait naitre la présence du calorique. L'air d'une seule inspiration serait donc insuffisant dans beaucoup de cas, si l'on n'employait pas un procédé particulier.

Pour faire cette opération avec succès et sans incommodité, il y a quelques difficultés, mais qui disparaissent avec l'exercice, et en suivant les principes que nous allons exposer. Tout l'art consiste à remplir sa bouche d'air et à l'exprimer par l'effort des muscles des joues, pendant que l'on respire par les narines. Il faut donc d'abord prendre le tube du chalumeau dans ses lèvres, emplir la poitrine d'air, en emplir ensuite entièrement la bouche, et le faire sortir par la force des muscles. Lorsque la plus grande partie de l'air de la poitrine est expulsée, et que le besoin de respirer se fait sentir, on abaisse le voile du palais sur la base de la langue, on respire par le nez, tandis que l'on expire par la bouche l'air qui y est amassé. Cet exercice des parties de la bouche une fois acquis, ce qui ne tarde pas en s'exerçant souvent, l'on peut souffler continuellement pendant un quart-d'heure et plus, sans éprouver d'autres incommodités que la lassitude des levres qui compriment le tube du chalumeau.

Ce n'est pas assez d'avoir acquis l'habitude de souffler continuellement la flamme de la bougie, il faut encore savoir la diriger artistement sur le corps qui doit etre chauffé.

De la grosseur de la flamme.

La flamme de la bougie ne doit pas être trop forte, car alors elle obéit difficilement au jet d'air qui la presse; il ne faut pas non plus qu'elle soit trop petite, l'effet qu'elle produirait serait trop faible, et ne donnerait pas les résultats que l'on attend pour juger de la nature d'une substance. Il est donc nécessaire d'employer une chandelle ou bougie dont la mèche soit proportionnée à l'ouverture du chalumeau; celle qui est représentée en *D* est celle qui convient le mieux. La mèche de la chandelle *kk* doit etre de coton, et ne pas être coupée trop courte, afin qu'elle puisse se courber, comme cela a lieu en *l*. On tient la pointe du chalumeau immédiatement au-dessus de l'arc que forme la mèche de la bougie, et on exprime l'air avec une force parfaitement égale.

En examinant attentivement la flamme que produit le chalumeau, l'on remarque qu'il y en a deux très-distinctes; l'une *l o*, extérieure, brune, vague et indéterminée, laquelle étant environnée de l'air atmosphérique est entièrement privée de matières combustibles; l'autre *kn*, intérieure, conique, de couleur bleue, très-pointue, et qui produit une chaleur beaucoup plus forte que le cône extérieur. Les hommes qui se sont occupés de la minéralogie sous le point de vue chimique, ont remarqué que ces flammes produisent des effets bien différens sur

les mêmes substances; ces effets sont toujours en sens contraire : cependant tous les deux chauffent, fondent et volatilisent les matières qui sont susceptibles de passer par ces divers états. Mais la flamme extérieure brûle souvent ce que la flamme intérieure débrûle. La raison de ce phénomène ne consiste point dans la manière de l'appliquer, elle est dans la nature différente de ces flammes; la flamme extérieure est composée de calorique, de lumière, d'acide carbonique et d'eau en vapeur; l'autre contient aussi ces mêmes matières, mais plus une portion d'hydrogène et de carbone non combinée à l'oxigène, et qui peuvent par conséquent ramener certains corps à leur premier état en leur enlevant l'oxigène.

On possède donc dans ce petit instrument deux moyens chimiques extrêmement importans, la combustion et la réduction de quelques corps.

Des Supports.

Pour examiner les matières à la flamme du chalumeau, il faut qu'elles soient soutenues sur quelques corps : on appelle en général ces instrumens, des supports; ils doivent être de nature différente, suivant que l'exige celle de la matière que l'on soumet à l'action du calorique; les supports que l'on emploie le plus communément sont des charbons de bouleau ou de sapin bien cuits, dans lesquels on creuse avec un couteau une fosse parallélipipède ou ronde, et des cuillers d'or, d'argent ou de platine à manche de bois, afin que l'on puisse les tenir avec la main sans se brûler. Le support de charbon peut servir dans tous les cas

où les matières que l'on examine ne le pénètrent pas, et lorsqu'il n'influe pas par sa nature combustible : il est quelques circonstances dans lesquelles son action sur les corps est d'un grand secours pour en démontrer la nature. La cuiller d'or est préférable à celle d'argent, parce qu'elle est un peu moins fusible, et que son altérabilité est beaucoup moins grande. Les supports peu oxigénables sont employés toutes les fois que l'on veut éviter la présence des corps très-combustibles. Le charbon a beaucoup d'avantage sur les métaux, relativement aux corps qui ne craignent point la présence de cette matière combustible, parce qu'il est mauvais conducteur du calorique, et que sa capacité pour absorber ce principe est beaucoup moins grande ; il en ajoute au contraire une portion à celle de la flamme, en brûlant lui-même. On sent que si ces supports d'or et d'argent ne transmettaient pas le calorique presqu'aussi promptement qu'ils le reçoivent ; ils seraient bientôt fondus. Le grand nombre de molécules que ces métaux réunissent sous un petit volume, fait que le calorique promptement distribué entre toutes les parties de la cuiller, et conséquemment enlevé dans la même proportion par l'air environnant, empêche qu'ils ne se fondent ; aussi s'en faut-il de beaucoup que l'on produise une température aussi élevée qu'avec le charbon. On voit une figure d'une cuiller d'or en *E*.

Lorsqu'on n'a que des portions très-légères d'une substance à examiner, la vitesse de l'air qui presse la flamme les enlève ; pour remédier à cet inconvénient, on place sur le trou que l'on a percé dans le charbon un couvercle de la même matière, et on lie ces deux parties ensemble avec un fil de fer, en ne laissant d'ouverture que pour l'entrée de

la pointe de la flamme; de cette manière on parvient à fondre de très-petites masses.

Des Flux.

Les minéralogistes emploient, pour examiner les corps naturels, des réactifs dont les effets doivent etre bien connus sur les autres substances simples; de ces matières, les unes sont simplement fondantes, les autres destinées à brûler en fournissant de l'oxigène, les autres à débrûler ou à enlever ce principe, les autres enfin ne font que le combiner, et donner souvent un résultat qui indique la nature de la matière soumise à l'essai. Comme la plupart de ces matières servent principalement à favoriser la fonte des corps en accumulant autour d'eux une grande masse de calorique, on les appelle flux. Non-seulement il est important que leur effet soit bien connu sur les corps simples, mais encore que celui qu'exerce la flamme sur les mêmes corps et les supports, le soit aussi; car sans cette connaissance, on commettrait indubitablement des erreurs. Le nombre des fondans ne peut être énoncé d'une manière rigoureuse; pour un homme exercé, une foule de corps peuvent servir à examiner celui dont il desire connaître la nature.

Il en est cependant qu'on emploie plus communément, et que l'on emporte avec soi dans des voyages minéralogiques, tels sont l'acide phosphorique, le phosphate de soude, le carbonate de soude, le borax, etc.

Des Précautions à prendre dans l'examen du corps à la flamme du chalumeau.

Il faut d'abord appliquer la flamme extérieure sur le corps que l'on éprouve, et après avoir remarqué les phénomènes qui se passent, on applique la flamme intérieure, en observant toujours s'il se produit de nouveaux effets. Les principales observations à faire sur les corps que l'on expose à la flamme du chalumeau, consistent 1°. dans la décrépitation, 2°. la délitescence, 3°. le gonflement ou l'intumescence, 4°. dans la végétation, 5°. la fusion, 6°. l'effervescence, 7°. le changement des couleurs, 8°. la production d'odeur, 9°. l'inflammation, 10°. l'oxidation, 11°, la réduction, 12°. enfin dans la volatilisation.

Les fragmens d'une substance que l'on essaie au chalumeau ne doivent jamais excéder la grosseur d'un grain de poivre; il est même souvent avantageux qu'il soit plus petit; on conçoit facilement que si les morceaux étaient trop considérables, une portion de leur masse serait nécessairement placée hors du foyer des rayons de chaleur, et refroidirait le support ainsi que la partie de la matière exposée à la pointe de la flamme bleue.

L'on peut aisément, et sans aucune déperdition, diviser les corps en les plaçant sous la lame d'acier *G*, en les enfermant dans l'anneau *H*, et en les frappant doucement avec le marteau *F*. (*Voy.* la planche.)

Ces instrumens sont sur-tout, utiles pour les corps qui sont précieux, et dont on ne possède qu'une petite quantité, pour en faire l'analyse

Pour se mettre en état de juger sainement de l'effet des

flux sur les minéraux, il est nécessaire de connaître parfaitement la manière dont ils se comportent seuls à la flamme du chalumeau et avec les supports.

L'attraction diverse des corps combustibles pour l'oxigène, fait naître beaucoup de variétés dans les phénomènes de la flamme, qu'ils présentent au chalumeau. Plus cette force est grande, et plus ils s'unissent étroitement à l'oxigène : c'est de là que prend naissance cette foule de modifications dans l'intensité, la grandeur et la couleur de la flamme. Les uns, comme la plupart des métaux, chauffés au chalumeau, se fondent et brûlent souvent sans donner de flamme visible; les autres, comme les substances végétales et animales, brûlent avec une flamme bien distincte. Cette diversité dépend beaucoup aussi de la vitesse plus ou moins grande avec laquelle les corps brulent, de l'état plus ou moins solide de l'oxigène dans les corps combustibles qui l'absorbent, et de l'affinité du nouveau composé pour la lumière et le calorique.

Le plus grand nombre des corps combustibles exposés à la pointe de la flamme, commencent à se fondre, à moins qu'ils ne soient enveloppés d'une trop grande quantité de terre; ce qui, cependant, ne les empêche pas toujours de s'enflammer. Il faut les chauffer jusqu'à ce qu'ils soient entièrement brûlés, afin d'obtenir le résidu incombustible, et l'examiner seul ou avec un flux.

Parmi les métaux, les uns ne changent point du tout de caractère, les autres brûlent, s'oxident et se volatilisent, pour ainsi dire, tacitement. Beaucoup restent fixes après leur combustion, et colorent les flux, à moins cependant que leur oxide ne soit sans couleur. Enfin, quelques-uns s'enflamment et répandent une lumiere vive et éclatante,

comme le phosphore. La couleur et la pesanteur des métaux suffisent pour les faire distinguer de tous les autres corps naturels.

Les changemens qu'éprouvent les corps simples ou composés à la chaleur produite par le gaz oxigène, sont absolument les mêmes que ceux qu'ils subissent à la flamme du chalumeau ordinaire ; il n'y a de différence que dans les degrés, qui sont, en général, plus marqués. *Lavoisier* a prouvé, dans un mémoire imprimé parmi ceux de l'Académie, année 1785, que les substances qui ne souffrent point d'altération au chalumeau de *Bergmann*, éprouvent un commencement de fusion, et quelquefois même se fondent entièrement au soufflet rempli de gaz oxigène.

D'après ce que nous avons exposé, on conçoit aisément que le chalumeau est un instrument très-utile, et même nécessaire en chimie.

J'indiquerai à chaque article les phénomènes que présentent les diverses substances à la flamme du chalumeau.

§. VII.

De la Pesanteur spécifique.

La chimie exige maintenant la précision dans les expériences ; la pesanteur spécifique doit naturellement faire partie des moyens que l'on doit employer pour y parvenir, puisqu'elle sert, tout à-la-fois, à indiquer la nature des corps, à faire juger de leur pureté, de leur état d'agrégation, de condensation, de raréfaction, qui deviennent aussi des causes immédiates de divulsion ou de repos.

On appelle pesanteur spécifique, le poids que pèse un

corps sous un volume déterminé, ou la comparaison du poids au volume des corps.

Par exemple, *un pouce cube*, ou *pied cube :* plus un corps quelconque a de poids sous ce volume donné, plus sa pesanteur spécifique est grande.

Si l'on pouvait tailler tous les corps de manière à leur donner un volume uniforme, on aurait leur pesanteur spécifique en les pesant, c'est-à-dire, par leur pesanteur absolue. Tous les corps ne pouvant pas être taillés, ni cubés, il a fallu chercher une méthode générale qui convînt à tous.

On peut établir quatre lois relativement à la pesanteur spécifique des corps.

1°. Quand deux corps sont égaux en volume, leurs pesanteurs spécifiques sont l'une à l'autre, comme leurs masses. Ainsi, on dit qu'un corps est d'une pesanteur spécifique double d'un autre, lorsqu'il a deux fois sa masse sous le même volume.

Donc, les pesanteurs spécifiques des corps égaux sont comme leur densité.

2°. Les pesanteurs spécifiques des corps qui sont du même poids, sont en raison réciproque de leurs volumes. Ainsi, les densités de deux corps du même poids sont en raison réciproque de leurs volumes.

3°. Les pesanteurs spécifiques de deux corps sont en raison composée de la raison directe de leurs masses et de la raison réciproque de leurs volumes.

4°. Un corps spécifiquement plus pesant qu'un fluide, perd dans ce fluide une portion de sa pesanteur égale à celle d'un pareil volume de fluide déplacé.

Supposons qu'un pouce cubique de plomb soit plongé dans l'eau, un pouce cubique d'eau sera, par ce moyen, chassé du lieu qu'il occupait; mais le poids de cette eau était soutenu par la résistance de l'eau qui l'environnait. Il faut donc qu'une partie du poids du cube de plomb soit soutenue par l'eau environnante, et que cette partie soit égale au poids de l'eau qui a été repoussée : par conséquent, la pesanteur du corps plongé doit être diminuée d'autant.

On peut faire le même raisonnement pour tout autre volume et toute autre substance.

On pèse les corps avec des instrumens auxquels on a donné différens noms; on les appelle pèse-liquides, pèse-solides, pèse-liqueurs, aréomètres. Voyez les Mémoires de M. *Hassenfratz*, *Annales de chimie*, sur l'aréométrie.

L'aréomètre de *Farenheit* a pour principe la comparaison des poids sous des volumes constans. *Nicholson* a donné au pèse-liqueur de *Farenheit*, une forme qui l'a rendu propre à mesurer la densité des solides; mais ce pèse-liqueur n'a encore été exécuté qu'en métal : de cette manière, il ne peut servir ni pour les sels, ni pour les acides. Pour obvier à ces inconvéniens et à beaucoup d'autres que M. *Guyton-Morveau* a présentés dans un mémoire inséré dans les *Annales de chimie*, tome 21, ce chimiste a pensé qu'il était possible, en suivant les principes de *Farenheit*, en exécutant en verre l'instrument de *Nicholson*, et au moyen d'une légère addition, de le rendre d'un service plus général et plus commode, sans rien diminuer de sa précision : il a appelé cet instrument, *gravimètre*.

Cet instrument, exécuté tout en verre, est de forme cylindrique; c'est celle qui exige le moindre volume des

liquides, et que l'on doit préférer par cette raison, dès qu'on n'est pas obligé de s'en écarter pour obtenir la stabilité dans la ligne perpendiculaire.

Il porte, de même que celui de *Nicholson*, deux bassins; l'un supérieur à l'extrémité d'une tige mince, vers le milieu de laquelle est marqué le point fixe d'immersion; l'autre, inférieur, terminé en pointe, contenant le lest, et rattaché au cylindre par deux anses. La suspension mobile, ou à crochet, a l'inconvénient de raccourcir le levier qui doit assurer sa position.

Le cylindre a 22 millimètres de diamètre, et 21 centimètres de longueur : il porte sur le bassin supérieur un poids additionnel constant de cinq grammes.

M. *Guyton-Morveau* ajoute une pièce qu'il appelle *plongeur*, parce qu'elle ne sert, en effet, que lorsqu'elle est placée sur le bassin inférieur, et par conséquent, plongée entièrement dans la liqueur. C'est une petite masse de verre solide, comme un bouchon de cristal, que l'on dégrossit d'abord sur la meule pour lui donner la forme convenable, que l'on diminue ensuite jusqu'à ce qu'étant placée dans le bassin inférieur du gravimètre, son immersion dans l'eau distillée, aux degrés de température et de pression déterminés, réponde exactement au point marqué sur la tige par l'enfoncement de l'instrument dans le même liquide, lorsqu'il est chargé de son poids additionnel.

Le plongeur exige quelqu'attention pour mettre parfaitement d'accord l'enfoncement de l'instrument, soit qu'il porte le poids additionnel, soit que celui-ci soit remplacé par le plongeur; mais il y a, dit M. *Guyton-Morveau*, une pratique sûre et exacte de tâtonnemens pour arriver à ce point.

Maintenant il est facile d'imaginer comment cet instrument s'adapte à tous les cas.

1°. Pour les solides, c'est le pèse-liqueur de *Nicholson* : il n'y a nulle différence. La seule condition est que le poids absolu du corps à éprouver, soit un peu au-dessous du poids additionnel constant : il est ici de cinq grammes.

2°. Pour les liquides d'une moindre pesanteur spécifique que l'eau, l'instrument additionnel pèse environ deux décagrammes, dans les dimensions précédemment indiquées (et il serait facile de le tenir rigoureusement dans ces limites); on a donc la latitude d'un cinquième de légèreté, et par conséquent, le moyen de parcourir tous les intermédiaires, et d'arriver jusqu'à l'alcool le plus rectifié, que l'on sait être avec l'eau dans le rapport de huit à dix.

3°. Pour les liquides d'une plus grande pesanteur spécifique que l'eau, le poids additionnel se trouvant reporté vers le bas, au moyen du plongeur (qui est d'environ six grammes), l'instrument peut recevoir dans le bassin supérieur plus de quatre fois le poids additionnel ordinaire, sans perdre l'équilibre de sa position, et indiquer ainsi le rapport de densité des acides de la plus haute concentration.

4°. Il a une autre propriété commune à celui de *Nicholson*, c'est de servir au besoin de balance, pour peser les corps dont la masse n'excède pas son poids additionnel.

5°. Enfin, la pureté de l'eau étant connue, il indique de même ses degrés de raréfaction et de condensation par le rapport de sa masse à son volume.

Je vais donner ici la formule que M. *Guyton-Morveau* a placée à la suite de son mémoire : on peut, à l'aide de cette formule, le gravimètre une fois bien réglé, parvenir, par un calcul très-simple, à trouver la pesanteur spécifique d'un corps

quelconque, par le rapport de son volume avec celui de l'eau distillée à la température de 12-5 degrés du thermomètre décimal, et 757-7 millimètres de pression, n'ayant ni eau distillée, ni thermomètre, ni baromètre, et sans avoir besoin de correction.

Usage du gravimètre.

Le gravimètre étant bien réglé,

Soit x la pesanteur spécifique cherchée;

b le poids additionnel nécessaire pour enfoncer au point marqué le gravimètre dans la liqueur inconnue;

c le poids qui, placé sur le bassin supérieur avec le corps, donne l'immersion au point marqué;

d le poids additionnel, le corps étant placé dans le bassin inférieur.

Π la pesanteur spécifique de l'eau distillée, à la température de 12-5 degrés du thermomètre décimal, à la pression de 667-7 millimètres $= 1$;

Π' la pesanteur de l'eau dans laquelle on opère;

La formule suivante donne la solution du problème:

$$x = \frac{(b - c)\ \Pi'}{d - c}.$$

On cherche donc d'abord la valeur de Π', qui est au-dessus de l'unité, quand l'eau employée est plus pesante que l'eau distillée Π, qui, dans le cas contraire, est fraction de l'unité.

P exprimant le poids du gravimètre, sans poids additionnel;

Page 36. 1er Vol.   Gravimètre de Crayton   Planche 1

Fig. 1re

Fig. 3

Fig. 4

A

B

Fig. 2

Coupe sur la ligne AB

Décimètre

Girard del.   Sellier Sculp.



V le volume constant de la partie plongée ;

a le poids additionnel constant, ou celui que donne l'immersion au point marqué dans l'eau distillée π',

On a $P + a = V\pi$, $V = \frac{P+a}{\pi}$.

D'autre part, b exprime le poids plus ou moins grand que a, qu'il faut lui substituer pour avoir la même immersion dans une autre liqueur que l'eau distillée π ;

On aura donc enfin $\pi' = \frac{P+b}{V} = \frac{P+b}{P+a}$.

La valeur de π' étant trouvée, tout est connu : il ne reste plus qu'à la porter dans la formule.

Explication des figures.

Figure 1. Gravimètre ; a bassin inférieur ; b bassin supérieur ; c point d'immersion marqué sur un fil de verre dans l'intérieur de la tige.

Fig. 2. Pièce appelée plongeur, qui se place dans le bassin inférieur en a, lorsqu'on opère sur des liquides plus pesans que l'eau.

Fig. 3. Gravimètre vu dans le bocal cylindrique rempli d'eau, et s'y enfonçant au point marqué c, au moyen du poids additionnel constant d.

Il importe de choisir un local d'une hauteur telle que l'instrument puisse se tenir suspendu au niveau du point marqué sur la tige, même un peu au-dessus, sans que la surface du bassin puisse jamais descendre jusqu'à toucher l'eau.

Fig. 4. Le gravimètre vu dans son étui.

A. Partie cylindrique de l'instrument, logée dans une rainure de l'étui, arretée à la partie supérieure par les deux épaulemens *ee*, qui laissent un libre passage à la tige fixée en son milieu par le loqueteau de laiton *f*, et pressée en bas par une pièce de liége *g*, qui s'appuie sur le tasseau fixe *h*.

i. mentonnet à coulisse et vis de pression destinée à donner appui à la pièce de lest, dans le cas où le mouvement acquis par la masse de mercure qu'elle renferme, tendrait à rompre les anses; mais on n'a plus cet inconvénient à craindre, d'après la petite masse de verre que M. *Guyton-Morveau* a substituée à la bulle de verre lestée par du mercure.

K. Le plongeur dans sa case séparée.

l. Le poids additionnel constant, renfermé dans une cavité pratiquée au massif de l'étui, et assez évasée pour qu'on puisse l'en retirer commodément.

m. Surface intérieure du couvercle de l'étui creusé en *n*, pour recevoir, sans frottement, la partie saillante du bassin supérieur; un papier collé sur le couvercle, indique le poids du gravimètre avec le plongeur et sans le plongeur, et les volumes d'eau qu'il déplace dans l'un et l'autre cas; ce qu'il est souvent nécessaire de connaître exactement.

De la mesure des Gaz.

Il n'en est pas de même de la mesure des gaz; on sait qu'il ont des densités différentes : par exemple, le gaz hydrogène est le plus léger,

Le gâzometre de *Lavoisier* étant trop dispendieux et trop compliqué, ne peut être employé habituellement dans les laboratoires, à la mesure des gaz; il s'en faut même beaucoup qu'il soit applicable à toutes les circonstances. Il faut, pour une multitude d'expériences courantes, des moyens plus simples; ceux dont on se sert aujourd'hui de préférence, sont :

1°. De peser les gaz par le moyen d'un ballon dont on connaît la capacité; d'abord, on fait le vide et on le pèse; on le remplit de gaz différens, et on le pèse plein de chacun d'eux : connaissant la capacité du ballon, on détermine aussitôt le poids d'un litre de l'air pesé. Soit $\frac{a}{b}$ la capacité du ballon, ou le nombre de litres qu'il contient; soit $P =$ le poids du ballon vide d'air, $p =$ celui du ballon plein d'air, le poids d'un litre d'air $= (p - P)\frac{b}{a}$.

L'air atmosphérique est composé de gaz oxigène, de gaz azote et d'un peu de gaz acide carbonique : connaissant la densité de chacun de ces gaz et leur proportion, il est facile de déterminer la densité moyenne du mélange. Soit $V =$ le volume du gaz oxigène, $P =$ la densité, $V' =$ le volume de l'azote, $P' =$ la densité, $V =$ le volume de l'acide carbonique, $p =$ sa densité, la densité moyenne est $\frac{PV + P'V' + pv}{P + P' + p}$.

L'expérience a fait voir que la densité de l'air atmosphérique était plus grande que la densité moyenne.

La plus légère différence thermométrique ou hydrométrique, au moment de la pesée du gaz, en apporte de considérables dans le poids.

2°. Quand on a, à la suite d'une expérience quelconque, faite à l'appareil pneumato-chimique, un résidu de gaz qui n'est absorbable ni par l'alcali ni par l'eau, qui est contenu dans le haut d'une cloche, et dont on veut connaître le volume, on commencera par marquer avec une grande exactitude, par le moyen de bandes de papier, la hauteur de l'eau ou du mercure. Il ne faut pas se contenter d'appliquer une seule marque d'un des côtés de la cloche, parce qu'il pourrait rester de l'incertitude sur le niveau du liquide : il en faut au moins trois ou même quatre en opposition les unes aux autres.

On doit ensuite, si c'est sur du mercure qu'on opère, faire passer sous la cloche de l'eau pour déplacer le mercure. Cette opération se fait facilement avec une bouteille qu'on remplit d'eau à ras : on en bouche l'orifice avec le doigt, on la renverse, et on engage son col sous la cloche ; puis retournant la bouteille, on en fait sortir l'eau qui s'élève au-dessus de la colonne de mercure et qui la déplace. Lorsque tout le mercure est ainsi déplacé, on verse de l'eau sur la cuve, de manière que le mercure en soit couvert d'un pouce environ. On passe un vase très-plat, ou un carreau de verre sous la cloche, et on l'enlève pour la transporter sur une cuve à eau. Alors on transvase l'air dans une cloche qui a été graduée de la manière suivante, et on juge de la quantité de gaz par les graduations de la cloche.

A cette première manière de déterminer le volume du gaz, on peut en substituer une autre qu'il est bon d'employer comme moyen de vérification. L'air ou le gaz une fois transvasé, on retourne la cloche qui le contenait, et on y verse de l'eau jusqu'à une marque déterminée ; on pèse

cette eau, et de son poids on en conclut le volume, d'après cette donnée, qu'un pied cube ou 1728 pouces d'eau pèsent 70 livres (mesures anciennes.)

Manière de graduer les cloches.

On prend une cloche de cristal un peu forte, longue et droite; on l'emplit d'eau dans la cuve pneumato-chimique. On doit avoir une place déterminée qui serve constamment à ce genre d'opération, afin que le niveau de la tablette, sur laquelle on pose la cloche, soit toujours le même; on évite par là presque la seule erreur dont ce genre d'opération soit susceptible.

D'un autre côté, on choisit une bouteille à gouleau étroit qui, pleine à ras, contienne juste 6 onces 3 gros 61 grains d'eau, ce qui répond à un volume de 10 pouces cubiques. Si on ne trouvait pas de bouteille qui eût précisément cette capacité, on en prendrait une un peu plus grande, et on y coulerait un peu de cire fondue avec de la résine, pour en diminuer la capacité: cette bouteille sert d'étalon pour jauger la cloche, et voici comme on y procède.

On fait passer l'air contenu dans cette bouteille dans la cloche qu'on se propose de graduer, puis on fait une marque à la hauteur jusqu'à laquelle est descendue l'eau. On ajoute une seconde mesure d'air et on fait une nouvelle marque; on continue ainsi jusqu'à ce que toute l'eau de la cloche ait été déplacée. Il est important, pendant le cours de cette opération, que la bouteille et la cloche soient maintenues constamment à la même température, et que cette température diffère peu de celle de l'eau de la cuve. On doit donc éviter d'appliquer les mains sur la

cloche, ou au moins de les y tenir longtems, pour ne la pas échauffer; si même on craignait qu'elle ne l'eût été, il faudrait verser dessus de l'eau de la cuve pour la rafraichir. La hauteur du baromètre et du thermomètre est indifférente pour cette opération, pourvu qu'elle ne varie pas pendant sa durée.

Lorsque les marques ont été ainsi placées de 10 pouces en 10 pouces sur la cloche, on y trace une graduation avec une pointe de diamant emmanché dans une petite tige de fer.

On peut graduer de la même manière des tubes de cristal pour le mercure : on les divise alors de pouce en pouce et meme de dixièmes de pouce en dixièmes de pouce. La bouteille qui sert de jauge doit contenir juste 8 onces 6 gros 26 grains de mercure, c'est le poids équivalent à un pouce cubique.

§. VII.

Des Caractères chimiques.

Le nouveau système des caractères chimiques est dû à MM. *Hassenfratz* et *Adet*. Le plan qu'ils se sont formé et qu'ils ont exécuté avec toute la clarté, la simplicité et la méthode qu'on pouvait attendre de leurs lumières et de leur sagacité, a remplacé avantageusement les hiéroglyphes anciens.

Ce plan consiste à exprimer par des lignes droites, toutes les substances qu'on peut, dans l'état actuel de nos connaissances, regarder comme élémentaires; à exprimer par des demi-cercles les substances combustibles acidifiables,

telles que le soufre, le charbon et le phosphore; par des carrés, les substances plus composées, qui, combinées avec l'oxigène, forment des acides; par des triangles, les alcalis et les terres; par des losanges, les substances composées dont l'analyse n'est point connue, et qui ne sont point acidifiables; enfin, par des cercles, les substances métalliques. Toutes les substances premières, ainsi classées et distinguées par des caractères d'une forme très-différente, et qui ne peuvent se confondre, MM. *Hassenfratz* et *Adet* ont ensuite distingué les espèces, pour les substances élémentaires, ils ont fait varier la position de la ligne droite; pour les substances combustibles simples, telles que le charbon, le soufre, le phosphore, par les différentes positions du demi-cercle, en l'ouvrant en haut ou en bas, à droite ou à gauche; enfin, pour les terres, les alcalis, les métaux et les principes acidifiables, en mettant dans l'intérieur du caractère la première lettre du nom latin de chaque substance.

CARACTÈRES

ADOPTÉS PAR LES CHIMISTES FRANÇAIS.

	Exemples.
Lumière.	
Calorique.	
Oxigène.	Acide nitrique.
Azote.	
Carbone.	Acide carbonique.
Hydrogène.	Ammoniaque. Eau.
Soufre.	Oxide de soufre.
	Acide sulfureux.
	Acide sulfurique.
Phosphore.	Acide phosphoreux.
	Acide phosphorique.
Alcalis.	Soude. Potasse.
Terres.	Silice. Alumine.
	Chaux. Magnésie.
	Baryte. Strontiane.
	Zircone. Glucine.
Métal.	Platine. Or. Argent.
	Cuivre. Fer, etc.
	Oxide d'or. Oxide d'argent, etc.

Différens états d'oxidation.

Métal oxidé.	(F)	Oxide de fer vert.
	(F)	Oxide de fer rouge.
	(F)	Oxide de fer jaune.
Métal acidifié.	(As)	Acide arsenique.
	(Mo)	Acide molybdique.
Base inconnue *ou* acidifiable.	[M]	Acide muriatique.
	[B]	Acide boracique.

Composés végétaux.

Bases composées.	(Hf)	Huiles fixes.
	(Hv)	Huiles volatiles.
	(A)	Alcool.
	(Et)	Ether.

Exemples de combinaisons salines.

Sulfate de potasse.

Nitrate de potasse.

Muriate de potasse.

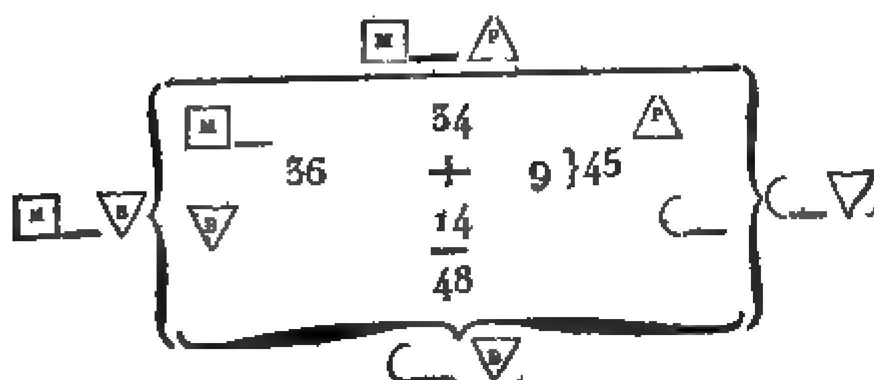
Sels triples.

Sulfate ammoniaco-magnésien.

Alun du commerce *ou* sulfate d'alumine et de potasse.

Manière de faire une formule.

Décomposition du muriate de barite par le carbonate de potasse.



CHAPITRE PREMIER.

Propriétés chimiques observées généralement dans tous les corps.

§. Ier.

Définition de la Chimie, Analyse, Synthèse.

La chimie, considérée comme science, apprend à connaître toutes les propriétés des corps.

Considérée comme art, elle tire de ces propriétés les moyens d'extraire tout ce qui est nécessaire à nos besoins.

On doit envisager la chimie comme une science physique ou naturelle, qui s'occupe à déterminer par l'observation ou par l'expérience, quelle est l'action intime et réciproque des corps de la nature les uns sur les autres, et quels sont les résultats de cette action.

La chimie diffère de l'*histoire naturelle* qui décrit les corps dans leur intégrité, qui compare leur forme, leur consistance, leur pesanteur, leur volume, leur couleur, en un mot toutes leurs propriétés qui tombent sous les sens.

De la physique proprement dite, qui ne s'occupe que des corps soumis à la mesure, calculables dans leur masse, leur surface, leur densité, etc., et qui détermine l'action que les masses exercent les unes sur les autres.

Je divise les corps en sept classes.

Ire. *Classe.* Corps indécomposés. On les distingue en *fluides non pesans ; corps pesans*, et *corps dispersés dans l'intérieur du globe.*

IIe. *Classe.* Corps brulés. On les distingue en *oxides* et *acides.*

IIIe. *Classe.* Bases salifiables. On les distingue en *terres*, *terres alcalines* et *alcalis.*

IVe. *Classe.* Substances salines.

Ve. *Classe.* Métaux. Corps combustibles simples.

VIe. *Classe.* Végétaux.

VIIe. *Classe.* Substances animales.

Le chimiste n'est pas le principal agent de la décomposition des corps ; il ne fait que disposer les substances, et leur donner un agent convenable pour arriver à la solution de la question qui l'occupe. De cette manière il ordonne, en quelque sorte, à la nature, d'opérer leur réunion : le reste de l'opération est indépendant du chimiste, et se passe à l'ombre du voile que la nature a mis entre elle et lui, et d'après des lois inconnues et supérieures à ses procédés.

Quoique le chimiste puisse séparer les molécules intégrantes, il ne peut cependant pas opérer la décomposition des substances complexes : la nature seule y parvient ; mais au moyen de nouvelles combinaisons.

Les découvertes modernes ont appris combien était vague l'expression d'élément, adaptée à certaines sub-

stances (au moins dans le sens qu'on lui attribuait alors). On s'en sert encore en lui adjoignant l'épithète *chimique*, pour désigner celles qu'on n'a pas pu décomposer. Ainsi, élément chimique ou corps simple, indique une substance que les procédés connus n'ont pu faire reconnaître composée.

Les moyens que la chimie emploie pour apprendre à connaître l'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres, sont au nombre de deux : l'analyse et la synthèse.

L'analyse est simple ou vraie quand elle donne des produits non altérés, tels qu'ils existaient dans le composé d'où ils proviennent ; le caractère auquel on reconnaît ce genre d'analyse, c'est que les produits qu'elle donne étant réunis, reforment le composé tel qu'il était, soit pour sa nature, soit pour sa quantité, avant sa décomposition.

Exemples : Analyse simple.

En analysant un corps solide, le cinabre, l'on trouve que deux substances le composent : mercure et soufre.

Si, après avoir séparé les deux parties constituantes du cinabre, on favorise l'union de ces deux corps, on aura un résultat semblable et sans erreur.

L'analyse du bronze est encore un exemple que l'on peut citer.

On tire du bronze le cuivre et l'étain qui le composaient, et en unissant de nouveau ces deux métaux, on reforme du bronze parfaitement semblable au premier.

La décomposition de l oxide rouge de mercur epar le calorique, donne aussi un moyen de présenter un exemple de l'analyse vraie. Cette espèce d'analyse ne peut malheureusement avoir lieu que sur un petit nombre de corps.

L'analyse fausse ou compliquée forme des produits altérés et différens de ce qu'ils étaient dans le composé dont leurs élémens faisaient partie. C'est ce qui arrive dans l'analyse au feu, appliquée aux matières végétales et animales.

Si on distille dans une cornue un morceau de bois, en vain voudrait-on réunir tous ces produits, et faire reparaître le bois en son premier état; jamais on n'y parviendrait.

C'est ce qui constitue l'analyse compliquée.

La synthèse est l'opération qui sert de preuve à l'analyse, ou la combinaison des principes.

Tout en analysant un corps, on fait bien des synthèses; car, si ce corps renferme trois ou quatre substances, deux ou trois se réunissent souvent, pendant qu'on sépare la troisième ou la quatrième. D'ailleurs, l'ordre et la proportion qui règnent dans la composition d'un corps, donnent lieu à une infinité de synthèses.

On appelle ordre, la nature des corps qui se réunissent; et proportion, la quantité des parties de chaque corps qui se réunissent.

Mais comment la chimie parvient-elle à déterminer l'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres?

Cette action est produite par l'attraction.

§. II.

Des Attractions chimiques.

Affinité ou attraction désigne toujours, en chimie, la force par laquelle différens corps tendent à se réunir pour former une combinaison.

On distingue deux sortes d'attractions : l'attraction moléculaire ou d'agrégation; l'attraction de composition, ou affinité chimique.

La différence qui existe entre ces deux attractions, est que l'agrégation donne toujours pour résultat le même corps, puisqu'elle ne consiste que dans l'amas successif et constant des molécules semblables. Ainsi, là où cesse l'attraction d'agrégation, commence l'attraction de composition.

L'attraction de composition, au contraire, forme différens corps, selon l'ordre et la proportion dans lesquels les différentes molécules se rassemblent. Ces opérations, comme on peut se l'imaginer, sont infinies pour la forme, la couleur et toutes les autres modifications.

§. III.

De l'Attraction d'Agrégation.

Deux gouttes d'eau, deux globules de mercure, donnent naissance à un agrégé; mais il ne peut en résulter qu'une augmentation de masse et de volume, sans que la nature de la substance ait éprouvé le moindre changement.

Il ne faut pas confondre l'agrégé avec l'amas; dans ce dernier, les parties intégrantes n'ont aucune adhésion sensible entre elles, comme du soufre pulvérisé.

L'agrégé et l'amas diffèrent encore du mélange.

Le mélange présente toujours des parties constituantes de nature différente; telles que la poudre à canon, et en général, la plupart des poudres composées pharmaceutiques.

Il y a différentes sortes d'agrégés : agrégés durs ou solides, mous, fluides et gazeux;

Solide, comme un bois, une pierre, un métal.
Mou, comme les gelées animales, les pulpes des fruits.
Liquide, comme l'eau, les huiles, l'alcool, etc.
Gazeux, comme l'air et les différens gaz.
Les agrégés peuvent encore être distingués en

Agrégés	réguliers.	*Pierre cristallisée*,
	irréguliers.	*Pierre brute.*
	organiques.	*Bois*, *Os.*

§. IV.

Destruction d'Agrégation.

On entend par destruction d'agrégation, des moyens mécaniques que l'analyse emploie pour diviser les corps.

En diminuant l'agrégation, les corps présentent moins d'adhésion et plus de surface. On facilite ainsi l'action des agens chimiques.

La trituration, la porphyrisation et la pulvérisation ne sont, à proprement parler, que des opérations mécaniques préliminaires, dont l'objet est de diviser, de séparer les molécules des corps, et de les réduire en particules très-fines.

Toutes les fois qu'il est question de diviser des corps fragiles et cassans, on se sert, pour cette opération, de mortiers et de pilons.

La forme des mortiers n'est pas indifférente : le fond en doit être arrondi, et l'inclinaison des parois latérales doit être telle que les matières en poudre retombent d'elles-mêmes quand on relève le pilon. Un mortier trop plat serait donc défectueux ; la matière ne retomberait pas et ne se retournerait pas.

Des parois trop inclinées présenteraient un autre inconvénient ; elles ramèneraient une trop grande quantité de la matière à pulvériser sous le pilon ; elle ne serait plus alors froissée et serrée entre deux corps durs, et la trop grande épaisseur interposée nuirait à la pulvérisation.

Par une suite du même principe, il ne faut pas mettre dans le mortier une trop grande quantité de matière ; il faut sur-tout, autant qu'on le peut, se débarrasser, de tems en tems, des molécules qui sont déja pulvérisées, et c'est ce qu'on opère par le tamisage dont je vais parler. Sans cette précaution, on emploierait une force inutile, et on perdrait du tems à diviser davantage ce qui l'était suffisamment, tandis qu'on n'acheverait pas de pulvériser ce qui ne l'est pas assez. En effet, la portion de matière divisée nuit à la trituration de celle qui ne l'est pas : elle s'interpose entre le pilon et le mortier, et amortit l'effet du coup.

La porphyrisation a reçu sa dénomination du nom de la matière sur laquelle elle s'opère. Le plus communément, on a une table plate de porphyre ou d'une autre pierre du même degré de dureté, sur laquelle on étend la matière qu'on se propose de diviser ; on la broie, en promenant sur le porphyre une mollette d'une pierre du même degré de dureté.

La partie de la mollette qui porte sur le porphyre, ne doit pas être parfaitement plane : la surface doit être une portion de sphère d'un très-grand rayon : autrement, quand on promènerait la mollette sur le porphyre, la matière se rangerait tout autour du cercle qu'elle aurait décrit, sans qu'aucune portion s'engageât entre deux, et il n'y aurait pas de porphyrisation.

Ces trois manières de réduire les corps en poudre, ne conviennent pas à toutes les matières : il en est qu'on ne peut parvenir à diviser ni au pilon, ni au porphyre, ni à la meule. telles sont les matières fibreuses, comme le bois ; telles sont celles qui ont une sorte de ténacité et d'élasticité, comme la corne des animaux, le caout-chouc, etc., tels sont enfin les métaux ductiles et malléables qui s'aplatissent sous le pilon, au lieu de s'y réduire en poudre.

On se sert pour les bois de grosses limes connues sous le nom de râpes à bois.

On prend pour la corne des limes un peu plus fines ; enfin, on emploie pour les métaux des limes plus fines encore.

Il est quelques substances métalliques qui ne sont ni assez cassantes pour être mises en poudre par trituration, ni assez dures pour pouvoir être limées commodément. Le zinc est dans ce cas, on ne peut le pulvériser au mortier : si on le lime, il empâte la lime ; il en remplit les interstices, et bientôt elle n'a plus presque d'action.

Il y a une manière simple pour réduire le zinc en poudre : c'est de le piler chaud dans un mortier de fonte de fer, également chaud : il s'y triture alors aisément. Quand on n'a pas pour objet de mettre les métaux dans un très-grand état de division, on peut les réduire en grenailles, en les coulant dans de l'eau.

Enfin, il y a un dernier moyen de diviser, qu'on emploie pour les matières à-la-fois pulpeuses et fibreuses, tels que les fruits, les pommes de terre, les racines, etc. On les promène sur une râpe, en donnant un certain degré de pression, et on parvient ainsi à les réduire en pulpe.

Du Tamisage.

De quelque moyen mécanique qu'on se serve pour diviser les corps, on ne peut parvenir à donner le même degré de finesse à toutes leurs parties. La poudre qu'on obtient de la plus longue et de la plus exacte trituration, est toujours un assemblage et un mélange de molécules de différentes grosseurs. On parvient à se débarrasser des plus grossières, et à n'avoir qu'une poudre beaucoup plus homogène, en employant des tamis dont la grandeur des mailles soit proportionnée à la grosseur des molécules qu'on se propose d'obtenir : tout ce qui est supérieur en grosseur aux dimensions de la maille, reste sur le tamis, et on le repasse au pilon.

Du Lavage.

Il est un autre moyen plus exact que le tamisage, d'obtenir des poudres de grosseur uniforme, c'est le lavage; mais il n'est praticable qu'à l'égard des matières qui ne sont point susceptibles d'être attaquées ou altérées par l'eau. On délaie et on agite dans l'eau, ou dans quelqu'autre liqueur, les matières broyées qu'on veut obtenir en poudre de grosseur homogène; on laisse reposer un moment la liqueur, puis on la décante encore troublée; les parties les plus grossières restent au fond du vase. On décante une seconde fois, et on a un second dépôt moins grossier que le premier; on décante une troisième fois, pour obtenir un troisième dépôt, qui est au second, pour la finesse, ce que le second est au premier. On continue jusqu'à ce que l'eau soit éclaircie; et la poudre grossière et inégale, qu'on avait

originairement, se trouve séparée en une suite de dépôts, qui, chacun en particulier, sont d'un degré de finesse à-peu-près homogène.

On se sert pour le lavage, dans les laboratoires, de vaisseaux de différentes formes, de terrines de grès, de bocaux de verre, etc. Quelquefois, pour *décanter* la liqueur, sans troubler le dépôt qui s'est formé, on se sert d'un syphon, ou syphon à boules, appelé pipette. (*Voyez* la figure.)

De la Décantation.

Nous venons d'employer ci-dessus le mot décanter, dont il faut donner la signification.

La décantation est une opération qui peut suppléer à la filtration, et qui, comme elle, a pour objet de *séparer* d'avec un liquide les molécules concrètes qu'il contient. On laisse, à cet effet, reposer la liqueur dans des vases ordinairement coniques, et qui ont la forme de verre à boire : la matière étrangère se dépose au fond de ces vases, par un repos plus ou moins long : et on obtient la liqueur claire, en la versant doucement par inclinaison.

Cette opération suppose que le corps suspendu dans le liquide est spécialement plus lourd que lui, pour qu'il soit susceptible de se rassembler au fond ; mais il arrive aussi quelquefois que cette pesanteur spécifique du dépôt approche tellement de celle de la liqueur, que le moindre mouvement suffit pour le remêler : que fait-on alors ? Au lieu de transvaser la liqueur et de la séparer par la décantation, on se sert, comme dans le lavage, du syphon à boules.

Dans toutes les expériences où l'on veut déterminer

avec une précision rigoureuse, le poids de la matière précipitée, la décantation est préférable à la filtration, pourvu qu'on ait soin de laver à grande eau et à plusieurs reprises, le précipité.

De la Filtration.

La filtration est une opération par laquelle on sépare des parties hétérogènes mêlées dans une liqueur par le moyen d'un filtre.

Le filtre n'est autre chose qu'un tamis très-serré et très-fin, à travers lequel les parties solides, quelque divisées qu'elles soient, ne peuvent passer, mais qui est cependant perméable pour les fluides. Le filtre est donc, à proprement parler, l'espèce de tamis qu'on emploie pour séparer des molécules solides, qui sont très-fines, d'un fluide dont les molécules sont plus fines encore. On se sert à cet effet d'étoffes épaisses et d'un tissu très-serré : celles de laine à poils sont les plus propres à remplir cet objet.

On a un châssis en bois, ayant une pointe de clou à chaque coin, pour y attacher l'étoffe.

On en forme aussi une espèce de sac, de figure conique, qu'on nomme *Chausse d'Hypocrate.*

On substitue aussi aux étoffes de laine des toiles plus ou moins serrées, que l'on recouvre de papier non collé.

Le papier non collé est aussi employé seul : il n'est aucun corps solide, quelque divisé qu'il soit, qui passe à travers les pores des filtres de papier ; les fluides, au contraire, les traversent avec beaucoup de facilité.

Le seul embarras que présente le papier employé seul comme filtre, est qu'il se perce et se déchire avec facilité. On remédie à cet inconvénient en le soutenant par le moyen de diverses espèces de doublures.

On se sert ordinairement d'entonnoirs de verre pour contenir et soutenir le papier, on le plie alors de manière à former un cône de même figure que l'entonnoir, mais alors on tombe dans un autre inconvénient : le papier, lorsqu'il est mouillé, s'applique tellement sur les parois du verre, que la liqueur ne peut couler, et qu'il ne s'opère de filtration que par la pointe du cône : alors l'opération devient très-longue.

Pour remédier à cet inconvénient, on a recours à de petites bandes de verre, on les courbe par le bout à la lampe, de manière à former un crochet qui s'ajuste dans le bord supérieur de l'entonnoir ; on en dispose six à huit de cette manière, avant de placer le papier : ces bandes de verre le maintiennent à une distance suffisante des parois de l'entonnoir, pour que la filtration s'opère, la liqueur coule le long des bandes de verre, et se rassemble à la pointe du cône.

Il y a des matières très-épaisses et très-visqueuses, qui ne peuvent passer à travers le papier, et qui ne peuvent être filtrées qu'après avoir subi quelques préparations.

La plus ordinaire consiste à battre un blanc d'œuf, à le diviser dans ces liqueurs, et à les faire chauffer jusqu'à ébullition ; le blanc d'œuf se coagule : il se réduit en écume, qui vient monter à la surface, et qui entraîne avec elle la plus grande partie des matières visqueuses qui s'opposaient à la filtration. Par exemple, on est obligé

de prendre ce parti pour obtenir ce que l'on nomme, dans les pharmacies, petit lait : autrement, il serait très-difficile de le faire passer par le filtre. On remplit le même objet à l'égard des liqueurs spiritueuses, avec un peu de colle de poisson délayée dans de l'eau : cette colle se coagule par l'action de l'alcool, sans qu'on soit obligé de faire chauffer.

Quand on veut filtrer des acides, on se sert alors de verre pilé, ou de morceaux de quartz grossièrement concassés et en partie réduits en poudre : on place quelques-uns des plus gros morceaux dans le fond de l'entonnoir, pour le boucher en partie; on met par dessus des morceaux moins gros, qui sont maintenus par les premiers : enfin, les portions les plus divisées doivent occuper le dessus; on remplit ensuite l'entonnoir avec de l'acide.

§. V.

Attraction de Composition.

Newton a le premier observé la force qui réside dans tous les corps, la force de l'attraction planétaire qui s'exerce en raison des masses et en raison inverse du carré des distances.

Le célèbre géomètre M. Laplace, est de l'opinion que l'attraction chimique est la même que celle des planètes, et il suppose que les pores des molécules sont plus grands que ne sont grosses les molécules elles-mêmes.

L'attraction chimique ou l'affinité est une tendance des molécules hétérogènes des corps à se porter les unes vers les autres; elle diffère de l'attraction en ce que la dernière agit à distances appréciables, tandis que l'affinité agit à dis-

tances inappréciables ; elle est la cause immédiate des dissolutions, des combinaisons, des compositions. En se compliquant, elle produit souvent des effets qui paraissent opposés, mais qui ne sont que le résultat d'une somme plus grande de forces sur une plus faible.

Si les molécules des corps n'obéissaient qu'à cette force qui tend à les rapprocher et à les réunir, elles ne formeraient qu'une masse inerte, mais ces molécules tendent toutes à s'éloigner les unes des autres, par une autre force qui est répandue dans toute la nature, et qui est la chaleur.

L'attraction chimique ou l'affinité varie dans tous les corps ; 1°. par rapport aux masses ; 2°. en raison des températures ; 3°. par rapport à l'état des corps : mais comme cet état, solide ou fluide, dépend de la température, on peut le mettre sur le même rang.

M. *Berthollet* a éclairé cet objet important, en examinant l'influence des masses dans le jeu des affinités.

Suivant ce célèbre chimiste, les forces des corps dépendent des masses, d'où il conclut que l'influence des masses peut être la seule cause de cette espèce d'attraction.

Ainsi, une matière mise avec un composé change, dans son action sur celui-ci, suivant la quantité dans laquelle on l'emploie : lorsqu'on l'augmente, elle tend à opérer une décomposition qu'elle n'eût point opérée, si elle avait été en quantité moindre ; et les termes fixes des effets qui se passent entre des corps, ne doivent être décrits ou indiqués qu'à des proportions déterminées entre ces corps.

Les bornes que je me suis prescrites ne me permettant pas d'entrer dans les détails, lesquels ne peuvent être bien sentis que dans l'ouvrage même de M. *Berthollet*, je ne présenterai que le résultat des travaux de ce chimiste.

1°. Les combinaisons qui se forment quand il y a des forces opposées, ne dépendent pas seulement des affinités, mais aussi des proportions des substances mises en action.

2°. Lorsque deux substances sont en concurrence pour se combiner avec une troisième, elles éprouvent un degré de saturation proportionnel à leur masse. Le sujet de la combinaison partage aussi son action en raison des masses.

3°. Toutes les forces qui, par leur concours ou leur opposition à l'affinité réciproque des substances mises en contact, peuvent influer les combinaisons chimiques, se réduisent à celles-ci : l'action des dissolvans ; la force de cohésion ; l'élasticité, ou naturelle, ou produite par la chaleur ; l'efflorescence et la pesanteur, que l'on peut toujours confondre avec la force de cohésion.

4°. Il n'est pas possible de déterminer l'affinité relative de deux substances pour une troisième.

5°. Toutes les tables d'affinités étant construites sur une fausse supposition, ne présentent que des résultats erronés.

6° La dénomination d'affinité élective n'est propre qu'à induire en erreur.

7°. L'action de deux, de trois, ou d'un plus grand nombre de substances, est soumise aux memes lois.

8°. La force de cohésion modifie les conditions de saturation qui s'opère dans un liquide ; elle cause les précipitations et cristallisations ; l'insolubilité doit être distinguée de la force de cohésion.

L'élasticité agit en sens opposé de cette dernière force.

Des tables représentant la disposition à l'insolubilité et à la volatilité, serviraient à prévoir un grand nombre de combinaisons.

9°. Le calorique, lorsqu'il n'est pas à l'état rayonnant, agit sur les corps comme sur les autres dissolvans. Ce serait un travail utile de former des tables de calorique spécifique, correspondant à celles d'acidité ou d'alcalinité; les unes détermineraient la capacité de calorique; les autres, la capacité de saturation. Ces tables représenteraient réellement les affinités.

10°. De la condensation des parties constituantes des composés, naît une affinité nouvelle et très-différente de celle qu'elles avaient dans l'état élastique.

11°. On peut désigner, par l'affinité d'un corps, toute la puissance chimique qu'il exerce dans une circonstance donnée; mais il faut se garder de la considérer comme une force constante, qui produit les compositions et les décompositions.

M. *Berthollet* a ensuite considéré l'influence des proportions dans des affinités complexes, et l'influence des degrés d'oxidation des métaux dans leur action chimique.

Il résulte, 1°. que dans les affinités complexes, lorsque la force de cohésion est considérable, elle diffère beaucoup d'intensité entre les combinaisons qui peuvent se former; elle détermine un échange de base, d'où résultent des sels qui se séparent successivement et suivant leur degré de solubilité; 2°. que la théorie des affinités quiescentes et divellentes expose à bien des erreurs : elle nous laisse beaucoup à desirer, et ne saurait sur-tout rendre compte des résidus incristallisables; 3°. que la formation successive des sels qui diffèrent peu de solubilité, ne s'explique que par la combinaison de la différence de cette solubilité et des proportions employées, ou qui varient aux diverses époques de l'évaporation; 4°. que toutes les substances en

dissolution exercent une action mutuelle qui augmente leur solubilité ; 5°. que par une suite de cette action mutuelle des substances dissoutes, un acide peut être chassé d'une combinaison, quoiqu'il paraisse devoir prendre la place d'un autre acide réputé plus faible ; 6°. que les acides agissent sur les oxides métalliques comme sur les autres substances, non en raison de leur seule affinité, mais aussi en raison de leur masse ; 7°. que l'alcali, ou la terre dont on se sert pour décomposer une combinaison métallique, fait un partage de l'acide en raison de l'énergie de son action ; 8°. que les oxides colorés peuvent produire des combinaisons sans couleur ; mais en cédant une partie de l'acide avec lequel ils étaient combinés, leur couleur reparait proportionnellement à la quantité d'acide qu'ils ont cédée ; 9°. que les oxides métalliques ne peuvent pas être composés entre eux, à moins qu'on ne les prenne dans un état déterminé d'oxidation ; 10°. que les acides ne suivent pas la même progression, dans leur affinité relative aux degrés d'oxidation ; ainsi l'on ne peut point classer les affinités des métaux pour les différens acides, en les regardant comme des forces constantes ; 11°. que les résultats des affinités complexes des dissolutions métalliques, melées avec d'autres sels, peuvent encore varier par la proportion de ces sels ; 12°. que l'état dans lequel l'oxigène se trouve combiné avec les métaux, influe aussi sur les propriétés des oxides et des précipités métalliques comparés entre eux ; 13°. enfin que les propriétés qui dépendent de l'oxidation varient dans chaque métal, en raison des proportions de l'oxigène.

Si l'on veut ensuite considérer l'ensemble de tous les phénomènes chimiques, on reconnaitra que l'attraction

de composition, 1°. *n'a lieu qu'entre des corps différens.*

Une attraction entre des corps semblables ne ferait qu'un agrégé, et comme c'est un composé qui doit résulter de l'effet de cette force, elle doit etre nommée attraction de composition.

Pour démontrer que deux corps hétérogènes agissent mutuellement l'un sur l'autre, en épuisant réciproquement leurs propriétés particulières, on met dans un verre un peu de potasse ou du marbre en poudre; on verse dessus de l'acide nitrique.

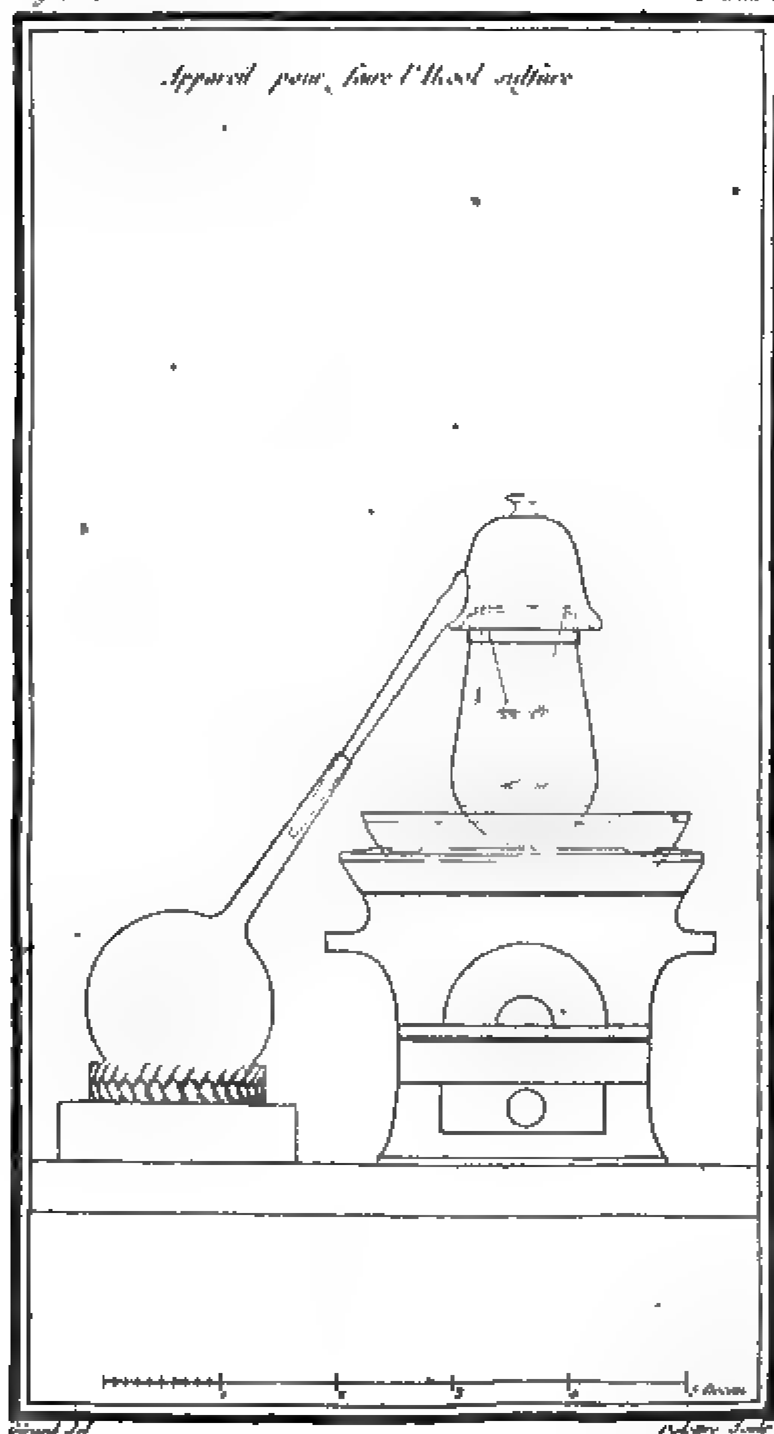
Le phénomène qui s'opère, et le composé qui résulte, prouvent que ces corps s'unissent très-bien.

2°. *Qu'entre les dernières molécules des corps.*

Pour faire voir que l'attraction n'agit sensiblement que sur les molécules élémentaires des corps, on peut mettre en contact du soufre entier et de l'alcool, il n'y aura que peu d'action; mais si l'on vient à présenter le soufre à l'alcool, dans ses moindres molécules, alors il y aura union.

Pour faire cette expérience, on met du soufre en poudre dans une cucurbite de verre; on suspend dans son intérieur un bocal contenant de l'alcool; on la recouvre ensuite de son chapiteau, et l'on ajuste au bec un petit matras, on lute bien toutes les jointures, on chauffe ensuite l'appareil. (*Voyez* la planche.)

Le soufre se sublime, l'alcool se volatilise: dans cet état, les deux corps se rencontrent; l'alcool dissout le



Appareil pour faire l'Ether sulfurique

soufre, et l'on obtient dans le matras un fluide légèrement coloré ; c'est de l'alcool sulfuré.

Si l'on ajoute de l'eau distillée à l'alcool sulfuré, le soufre se précipite.

En présentant de l'ammoniaque à de l'acide muriatique, on peut obtenir un effet semblable. Sur-le-champ on aperçoit une fumée blanche ; l'acide muriatique s'empare de l'ammoniaque, d'où il résulte un composé nommé *muriate d'ammoniaque.*

Il faut donc que les corps soient réduits à la plus grande division pour que l'attraction s'opère entre eux. C'est donc une attraction moléculaire.

3°. *Que l'attraction peut avoir lieu entre plusieurs corps.* EXEMPLE : *Alliage de d'Arcet.*

Cet alliage est un mélange de huit parties de bismuth, cinq de plomb, et trois d'étain. (*Voyez* la leçon sur le plomb.)

Les combinaisons des acides avec les alcalis, peuvent encore être employées comme des exemples ; la formation de l'acide sulfurique, ou la combinaison du soufre avec l'oxigène, etc.

4°. *Que pour que les corps s'unissent chimiquement, il faut que l'un des deux au moins soit liquide ou fluide.*

Il y a des corps qu'on ne peut pas analyser, et qui obéissent constamment à la loi de la synthèse.

Il y en a d'autres qui résistent à l'analyse, et qui ensuite

ne se combinent avec d'autres corps, qu'après des préparations préliminaires : en vain laissera-t-on dans un vase du soufre et du mercure, aucun de ces corps n'influera sur l'autre; mais si l'on y ajoute du calorique, ils se combineront.

De même, lorsqu'on fait le verre, si l'on ne rendait pas liquide une des substances qui entrent dans sa composition, il n'y aurait aucune action entre elles.

On est donc obligé d'ajouter du calorique, l'alcali devient liquide, et le sable se fond ensuite, alors le verre est composé.

L'union d'un acide avec une terre quelconque, est encore une preuve de la nécessité qu'un des corps soit liquide.

On peut prendre pour exemple des différens phénomènes de la solution :

Du sucre solide, en poudre, sel marin cristallisé, en poudre, etc. Cette action est nommée *solution*, le liquide *dissolvant*, et le solide *dissolvende* ou corps à dissoudre.

Dans une solution, il n'y a pas plus d'effort de la part du liquide que de la part du solide; la tendance à l'union entre les deux, est égale; et peut-être même, y a-t-il plus de force employée par le solide, pour perdre son aggrégation, qu'il n'y en a dans le liquide, pour la faire perdre au premier.

L'addition d'une petite quantité d'eau sur du sucre en poudre, nous donne la preuve que, dans toute solution,

une partie du liquide devient solide, avant que le solide devienne liquide.

5°. *Que lorsque l'attraction de composition a lieu entre les corps, leur température change.*

En appliquant l'expérience à la théorie, on reconnaîtra la vérité de cette assertion.

Lorsqu'on ajoute un peu d'eau à de la chaux, on sait qu'il y a dégagement de calorique.

Si l'on mêle quatre parties d'acide sulfurique concentré sur une d'eau, il se manifeste une chaleur considérable, au point qu'en plongeant dans le mélange un tube qui contient de l'eau, on parvient à la porter à l'ébullition. Pour que l'expérience réussise, il faut que l'acide soit très-concentré.

Si l'on dissout du muriate d'ammoniaque dans de l'eau, et que l'on y plonge un thermomètre, il baissera considérablement.

Cet effet sera beaucoup plus sensible dans un mélange de muriate de soude et de glace.

Si l'on verse une partie d'eau à 60 degrés *R*, sur une quantité égale de glace, le mélange fondu marquera zéro : il se sera donc combiné 60 degrés de chaleur.

Nous ferons une application directe de cette loi à l'article *calorique spécifique* et *capacité pour le calorique :* il faut simplement remarquer ici que tous les composés qui, au moment où ils se forment, s'échauffent, perdent du calorique, et en contiennent moins que n'en contenaient leurs composans, tandis que tous ceux qui, dans l'instant de leur formation, se refroidissent, absorbent du

calorique, et en recèlent plus que leurs principes n'en avaient avant leur union.

6°. *Que les corps entre lesquels l'attraction de composition a lieu, acquièrent des qualités nouvelles et différentes de celles qu'avaient auparavant les corps composés.*

Cette vérité est un axiome fondamental et infiniment remarquable en chimie. Des chimistes ont pensé que les propriétés d'un corps sont moyennes de celles des composans; c'est une erreur importante à relever, un préjugé essentiel à détruire, parce qu'il est contraire aux progrès de l'art.

On doit examiner cette loi sous différens points.

1°. *Saveur.* Exemples : — muriate oxigéné de mercure.
— sulfate de potasse.

Ces deux exemples prouvent que la saveur est bien différente, lorsque les corps sont unis entre eux. Le premier est un poison des plus violens, tandis que ses parties constituantes peuvent être prises séparément, sans porter atteinte à l'économie animale. Le deuxième est amer, légèrement purgatif, tandis que l'acide sulfurique d'un côté, et la potasse de l'autre, n'ont aucune de ces propriétés.

2°. *Odeur.* Exemples : — muriate d'ammoniaque.
— sulfure de potasse.

Le muriate d'ammoniaque prouve que deux corps odorans forment un composé sans odeur.

Le sulfure de potasse, au contraire, lorsqu'il est humecté, répand une odeur fétide ; cependant il résulte de deux corps non odorans.

3°. *Couleur*. Exemples : — oxide jaune et rouge de plomb.
— oxide bleu de cobalt.
— oxide vert de cuivre, etc.

En comparant ces divers oxides avec les métaux purs, il sera facile de faire la différence qui existe entre eux. Il en est de même de *la forme*, de *la consistance*, de *l'infusibilité*.

4°. *De la Forme.*

Deux matières qui ne sont point susceptibles de cristalliser seules, prennent une forme régulière lorsqu'elles sont réunies.

Exemple : — Si l'on mêle dans des proportions convenables, du gaz acide muriatique et du gaz ammoniac, à l'instant de leur union, on obtient des cristaux de muriate d'ammoniaque.

Souvent aussi, la forme est changée et simplement *modifiée*, comme dans l'union de certains sels entre eux, du soufre avec les métaux, et dans les alliages métalliques qui offrent des cristallisations différentes de celles des métaux purs.

Enfin, des corps très-susceptibles de se cristalliser par eux-mêmes, perdent cette propriété, lorsqu'ils sont unis à d'autres corps, ainsi que des métaux unis à l'oxigène, quelques-uns d'entre eux combinés avec les acides, etc.

5°. *De la Consistance.*

Presque jamais la consistance n'est, dans un composé, la même que dans les principes qui le forment.

C'est ainsi que deux fluides unis l'un à l'autre, donnent subitement naissance à un solide.

Exemple : — Combinaison de l'acide sulfurique concentré avec une dissolution de potasse concentrée, on obtient à l'instant un solide.

De l'union de deux solides il résulte souvent un fluide, comme dans les sels neutres combinés avec la glace, et dans le mélange de l'amalgame de plomb et de celui de bismuth.

6°. *De la Fusibilité.*

Deux substances très-infusibles, ou très-difficiles à fondre séparément, deviennent très-fusibles lorsqu'elles sont unies.

La combinaison du soufre et des métaux fournit des exemples bien frappans de cette assertion : il en est beaucoup d'autres que les détails présenteront, et dont on pourra facilement faire l'application.

7°. *Que la force d'attraction de composition se mesure par la difficulté que l'on a à séparer les composans.*

Beaucoup de chimistes ont enseigné le contraire : voici sur quoi ils se fondaient.

L'acide nitrique attaque aisément le mercure.

L'acide muriatique l'attaque très-difficilement ; d'où ils concluaient que l'acide nitrique avait plus d'affinité avec le mercure, que l'acide muriatique. Ce raisonnement spécieux est une erreur ; car, si l'acide nitrique se combine aisément, il abandonne aussi très-facilement le mercure, et, si l'acide muriatique s'unit difficilement au mercure, il ne s'en sépare que très-difficilement. Il y a même plus, si l'on verse de l'acide muriatique sur du nitrate de mercure, il

s'unira au mercure, et en séparera l'acide nitrique; ce qui est une preuve évidente du principe énoncé.

Ainsi, la véritable, la seule manière exacte de déterminer la force d'attraction chimique entre les corps, est de mesurer celle qu'on est obligé d'employer pour séparer les matières constituantes d'un composé.

8°. *Qu'il y a entre tous les corps de la nature une attraction de composition bien différente.*

Rendons ceci sensible par des exemples :

Bergmann a divisé cette attraction en attractions électives simples, et attractions électives doubles.

Lorsque, dans une dissolution contenant deux substances, on ajoute un troisième corps, qui produit la séparation d'un des corps dissous, ce corps reparaissant sous la forme solide, prend le nom de précipité, et donne lieu à l'exemple de l'attraction simple.

On nomme *précipitant*, la substance employée pour produire cet effet; et précipité, le dépôt qui se manifeste.

On distingue plusieurs sortes de précipités : précipités vrais, faux, purs et impurs.

On nomme précipité vrai, le corps séparé qui tombe au fond du vase; et l'on nomme précipité faux, le mélange qui se précipite.

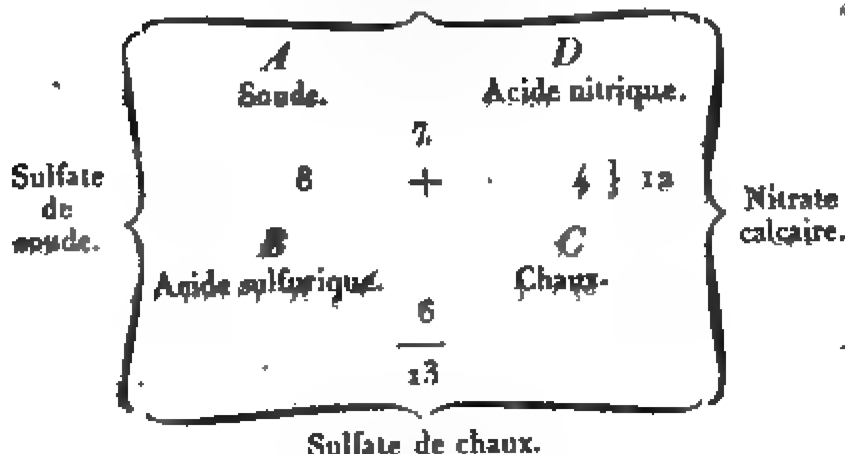
Un précipité est pur, quand, avec les résultats, on peut recomposer le corps; il est impur, quand cela ne se peut, et qu'il est encore possible de l'éloigner de son premier état.

Il est essentiel d'observer qu'on ne peut généraliser ce mot, précipité; car il arrive quelquefois qu'en décompo-

sant un corps composé de deux substances, par un troisième; celle qui est déplacée se volatilise. Nous en avons un exemple dans la décomposition du muriate d'ammoniaque par la chaux vive; il se forme un muriate calcaire, et l'ammoniaque se dégage en fluide élastique.

On appelle attraction double, la décomposition d'un corps par un autre, composé de deux ou trois substances, mais qui ne se pourrait faire par les mêmes substances prises isolément.

FORMULE.

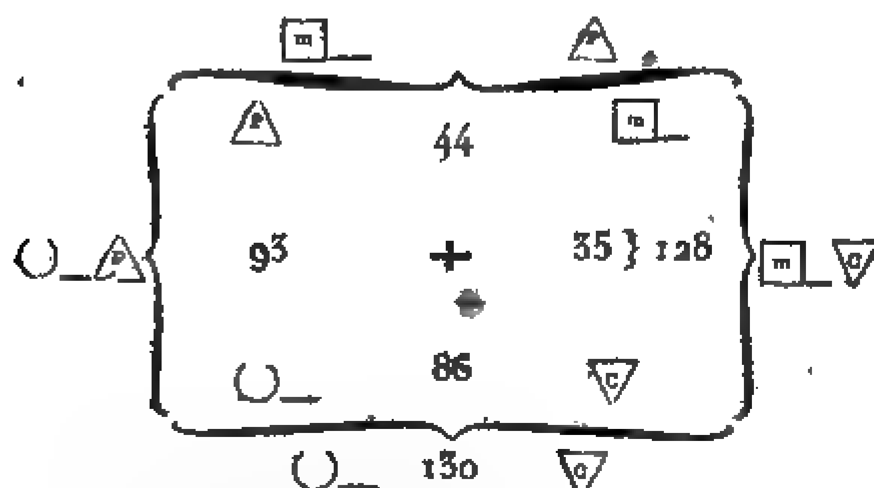


EXEMPLE.

Un composé d'acide sulfurique, que je nommerai *B*, et un de soude, que je nommerai *A*, ne peut être désuni par la chaux *C*, ni par l'acide nitrique *D*, pris chacun isolément, mais le composé *CD* analysé, décompose fort bien le composé *BA*, parce que *C* et *D* ont moins d'affinité vers *BA* que *B* et *A* n'en ont entre eux, et que *CD* a

plus d'affinité pour l'un des corps, que celui-ci n'en a pour l'autre.

On se sert aussi de tableaux dans lesquels on emploie les signes abréviatifs de la chimie, qui sont plus propres que les noms écrits de substances, à faire apercevoir d'abord ce qui se passe dans les opérations ; en voici un exemple.



Attractions de l'acide sulfurique
pour la potasse . . = 93 } 128
— de l'acide muriatique
pour la chaux. . . . = 35 }
— de la potasse pour
l'acide muriatique. . = 44 } 130
— de l'acide sulfurique
pour la chaux. . . . = 86 }

D'où il suit que la décomposition doit s'opérer.

9°. Que l'attraction de composition est en raison inverse de la saturation des corps les uns par les autres.

Pour bien concevoir ce phénomène, plus abstrait et plus difficile à comprendre que les précédens, il faut savoir d'abord que les corps, en se combinant entre eux par l'attraction de composition, ne s'unissent que dans des proportions données par la nature; que, lorsqu'ils sont arrivés à cette proportion respective, les composés ne peuvent plus prendre une plus grande quantité de chacun de leurs composans; que ce point atteint est ce qu'on nomme la saturation. Il faut savoir, en second lieu, que la plupart des corps susceptibles de se combiner, et qui tendent conséquemment à s'unir dans une proportion donnée, n'arrivent à leur saturation complette que par des circonstances favorables et réunies; que, lorsque ces circonstances n'existent pas, l'union entre eux, quoique non satisfaite, puisque la saturation n'a pas encore lieu, demeure cependant en équilibre, ou en repos, jusqu'à la coïncidence de ces circonstances, et qu'ainsi, on doit distinguer les combinaisons des mêmes corps en diverses quantités comme différens termes, depuis un *minimum* jusqu'à un *maximum*. Or, c'est dans ces divers termes, qui peuvent être plus ou moins multipliés, qu'on observe le phénomène constant, ou l'existence de la loi dont je parle ici; savoir : que la première portion d'un corps qui s'unit à un autre corps, y adhère plus que la seconde; que la seconde y adhère plus que la troisième, et qu'enfin, l'attraction est d'autant plus faible, qu'on approche davantage de la saturation. Ce fait est d'accord avec une autre observation également importante : c'est qu'en général, plus les corps ont d'attration pour d'autres

corps, et moindre est la quantité qu'ils en exigent pour être saturés : de là vient aussi, qu'en décomposant un composé saturé, on lui enlève plus facilement les premières portions de l'un de ses composans, que les dernières qu'il retient plus fortement.

Exemple : — Si l'on met de l'acide sulfurique en contact avec du mercure, on obtiendra, à l'aide du calorique, de l'acide sulfureux et du sulfate de mercure. Une partie de l'acide s'est donc décomposée; l'oxigène, qui le constituait acide sulfurique, s'est porté sur le mercure, et l'a oxidé. Les premières portions d'oxigène abandonnent donc avec facilité le soufre, tandis que les dernières y tiennent fortement : d'où il résulte que les premières molécules qui s'unissent à un corps, adhèrent bien plus fortement que les dernières; et à mesure qu'il approche le plus d'être saturé, les molécules tiennent à ce corps de moins en moins, en sorte qu'il est souvent très-aisé de séparer les premières molécules des principes d'un composé; tandis que les dernières molécules se séparent avec une extrême difficulté : l'exemple que nous venons de citer en est une preuve.

CHAPITRE II.

Ire. Classe. — *Corps indécomposés; Fluides non pesans, Lumière et Calorique.*

§. Ier.

De l'action de la Lumière sur les corps.

La lumière est l'agent qui produit sur l'organe de la vue une sensation particulière.

M. *Chaptal* appelle *lumique*, le fluide qui, mis en mouvement, donne la lumière.

La lumière marche toujours en ligne droite, pourvu qu'elle ne rencontre aucun corps qui y mette obstacle. Sa densité est en raison inverse du carré des distances.

L'étude de la dioptrique est nécessaire aux chimistes, elle facilite beaucoup la connaissance des phénomènes qui se passent dans les corps colorés.

La densité et la combustibilité des corps ont une influence marquée sur la réfraction: on sait que le gaz hydrogène, ainsi que le diamant, réfracte beaucoup la lumière.

Le flintglass la réfracte plus que ne le fait le verre ordinaire, parce que le premier contient du plomb qui agit comme corps combustible.

Euler a considéré la lumière comme un fluide prodigieusement rare, appelé éther, qui agite tous les corps, et fait mouvoir leurs particules d'une vitesse extrême.

On prétend que la lumière a été employée par des médecins contre l'hydropisie. Ils ont exposé longtems des hydropiques aux rayons solaires sur une montagne, et l'on dit les avoir guéris, je n'ai pas la certitude de ce fait.

On sait seulement que des personnes tourmentées par des rêves, le sont beaucoup moins, si elles ont une lumière dans leur chambre.

On a remarqué que les rayons de la lune, condensés par les meilleures lentilles, ne faisaient point varier le niveau du mercure dans le thermomètre.

La lumière doit être considérée comme un fluide qui jouit d'une élasticité parfaite, et exerçant une influence sur tous les corps. Il est animé d'une vitesse extrême, puisqu'il parcourt quatre-vingt mille lieues par seconde. Il n'est pas le produit de l'ébranlement ou des vibrations suivant l'hypothèse d'*Euler*, mais il obéit à la force d'attraction.

On peut condenser la lumière par des lentilles, cette propriété est sa réfraction, ainsi en comprimant la lumière par des corps transparens, il se manifeste une chaleur très-considérable.

Les corps blancs la réfléchissent en partie; c'est par la mesure de cette force, que Newton a deviné que l'eau contenait un principe inflammable.

Les effets de la lumière sur les corps sont très-remarquables. Il y a des corps qui semblent repousser la lumière de leur surface, comme les corps blancs et brillans; mais

il y en a aussi qui l'absorbent et la retiennent entièrement ; parmi ces corps on distingue sur-tout les noirs, et l'obscurité parfaite.

La lumière est-elle un corps différent du calorique, ou bien n'en est-elle qu'une modification ? Les chimistes sont encore divisés là-dessus : ceux qui veulent en faire deux substances indépendantes, citent beaucoup d'expériences où elle semble agir en raison de cette indépendance. Par exemple : on trouve dans l'expérience suivante due à M. *de Rumford*, une même action de la part du calorique et de la lumière. On met dans un tube de verre une dissolution d'or avec du charbon, bouilli préalablement pour en dégager l'air : on l'expose aux rayons solaires ; une partie du charbon passe à l'état d'acide carbonique ; et cela aux dépens de l'oxide qui est réduit.

Si l'on expose ce même tube dans de l'eau chauffée à 210 degrés du thermomètre de *Fahrenheit*, le même phénomène a lieu.

M. *Pictet* renferma dans une boîte deux thermomètres égaux entre eux, à l'exception que la boule de l'un était noircie. En ouvrant la boîte, on les trouva au même niveau ; au bout de quelque tems, la lumière fit monter la liqueur de la boule noire à deux, trois dixièmes au-dessus du niveau de l'autre.

Le même physicien a suspendu un thermomètre à l'air libre, et en renferma d'autres dans des cages de verre. La liqueur de celui exposé à l'air, s'éleva plus haut que celles de ceux qui étaient dans la cage.

M. *Berthollet* incline à regarder le calorique et la lumière comme une seule et même substance qui ne diffère

que par l'état où elle se trouve. Voici les faits qui paraissent établir une différence de nature entre ces deux fluides, et dont le résultat porte à conclure qu'il n'y a, suivant ce chimiste, de différence que dans l'énergie d'action.

M. *de Rumford* a imprégné de la soie blanche, de la toile de lin et de coton, de la magnésie blanche, avec une dissolution d'or. Ces matières, exposées au soleil ou à la chaleur d'une bougie, ont pris une belle couleur pourpre; dans l'obscurité elles n'ont subi aucun changement.

Schéele avait observé que le muriate d'argent, recouvert d'eau et exposé au soleil, abandonnait de l'acide muriatique. *Berthollet* a vu que les bulles qui s'exhalaient n'étaient que l'air adhérent au muriate, et que l'eau devenait acide, il a exposé à la chaleur, dans une petite cornue, le muriate noirci par la lumière, il s'est fondu, et il s'est dégagé de l'acide muriatique. La lumière et la chaleur produisent donc le même effet sur le muriate d'argent.

La lumière agit sur les corps, opère des combinaisons et des décompositions.

Si l'on verse de l'acide nitrique concentré dans un flacon muni d'un tube recourbé, et qu'on l'expose au soleil; au bout d'un certain tems, le flacon se remplira de vapeurs rouges, et il se dégage du gaz oxigène.

Si l'on exposé de l'acide muriatique oxigéné liquide à la lumière, on obtiendra du gaz oxigène.

A cet effet, on met dans un flacon de l'acide muriatique

oxigéné ; on y adapte un tube de verre, qui va plonger sous une cloche dans l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin que le tube ne touche point à l'acide.

Exposé à la lumière des rayons solaires, cet acide se décompose, se décolore, laisse dégager du gaz oxigène, et le liquide repasse à l'état d'acide muriatique.

M. *Berthollet* cherche encore à concilier, avec le même principe, les phénomènes que nous venons d'exposer, lesquels ont lieu à la lumière, et non à la chaleur ; il attribue cette différence à ce que, lorsque les acides sont engagés dans une base, ils peuvent supporter un grand degré de chaleur, et donner alors du gaz oxigène ; ce qu'ils ne font pas dans leur état d'acide, d'où il conclut que la différence d'action, dans ce cas, est encore due à l'intensité d'action, et ne suppose pas d'autre différence.

Si l'on expose aux rayons solaires de l'oxide rouge de mercure, l'oxide se décomposera ; l'oxigène qu'il contient et qui le constitue oxide, se dégagera en état de gaz, et le métal repassera dans son état naturel. L'oxide d'or et d'argent se réduisent aussi.

Il existe une substance sur laquelle la lumière n'a d'action, qu'après un laps de tems considérable, c'est l'*outre-mer*. Celui dont on s'est servi pour peindre les tableaux de l'école de Rome, n'a pâli ou noirci qu'au bout d'un siècle et demi.

Les expériences de MM. *de Rumford* et *Berthollet* ont prouvé que la lumière et la chaleur agissaient de la même manière sur les dissolutions d'or et d'argent, mêlées avec le charbon et les huiles, mais que cette action était

différente sur l'acide muriatique oxigéné et l'acide nitrique. Depuis les travaux de ces chimistes, MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* ont fait un grand nombre d'expériences sur l'action comparative de la lumière et du calorique, voici les résultats de leurs expériences. (*Recherches physico-chimiques*).

1°. Les dissolutions d'or et d'argent, mises en contact avec les huiles, l'éther et le charbon, sont décomposées par la lumière; elles le sont par une chaleur de 100 degrés; comme l'a prouvé M. *de Rumford*.

2°. Le gaz muriatique oxigéné sec n'est décomposé ni par la lumière la plus vive, ni par la chaleur la plus forte.

3°. L'acide muriatique oxigéné liquide est décomposé par une lumière qui n'est pas très-forte; il l'est par une chaleur voisine du rouge obscur.

4°. L'acide nitrique concentré est décomposé par une lumière assez vive; il l'est par une chaleur presqu'égale au rouge obscur.

5°. Le gaz muriatique oxigéné, mêlé, soit avec le gaz hydrogène, soit avec le gaz hydrogène oxi-carburé, détone par le contact des rayons solaires; il détone également par une chaleur de 125 à 160 degrés.

6°. Le gaz muriatique oxigéné mêlé avec l'hydrogène ne se décompose que lentement à la lumière diffuse; ces deux gaz n'agissent que lentement, ou même point du tout au-dessous de 120 degrés.

7°. L'oxide noir de mercure se transforme en mercure

et oxide rouge de mercure à la lumière ; il éprouve le même effet par la chaleur.

8°. L'oxide puce de plomb, et sans doute les oxides d'argent, d'or et de platine, se décomposent à la lumière ; ils se décomposent aussi par la chaleur.

9°. La couleur rose du carthame a été décomposée par la lumière, et est devenue d'un blanc sale ; elle a subi la même altération par une chaleur de 160 degrés en une heure.

10°. La couleur violette du campêche a été décomposée par la lumière et est devenue rousse et terne ; elle est devenue également rousse et terne par une chaleur de 180 degrés en une heure et demie.

11°. La couleur rouge du brésil a été décomposée et est presque devenue blanche par la lumière ; elle a été altérée de la même manière par une chaleur de 190 degrés dans l'espace de deux heures.

12°. La couleur orange du curcuma a été décomposée par la lumière et est devenue couleur de rouille ; elle est également devenue couleur de rouille en une heure et demie par une chaleur de 200 degrés.

13°. Enfin la couleur jaune de la gaude est devenue couleur d'ocre par la lumière ; elle a subi la même altération en deux heures et demie à 210 degrés.

Ces expériences démontrent donc que l'action de la lumière est identique avec celle du calorique dans les phénomènes chimiques. Cependant, MM. *Thenard* et *Gay-Lussac* observent qu'il est bien difficile de décider dans l'état actuel de nos connaissances, si c'est effectivement parce que la lumière produit de la chaleur dans les

corps qui l'absorbent, qu'elle agit chimiquement sur eux. C'est, suivant ces chimistes, ce qu'il y a de plus probable; mais on a découvert depuis quelque tems des propriétés si singulières de la lumière, qu'on ne saurait encore concilier les effets qu'elle produit avec ceux de ses divers rayons. En effet, on a trouvé que l'action chimique du rayon violet était plus grande que celle des autres rayons, même du rayon rouge; et cependant on sait que le rayon violet échauffe moins la boule du thermoscope que le rayon rouge.

La lumière est nuisible à la germination des semences. Que l'on mette des semences de cresson sur un morceau de liége enveloppé d'un papier brouillard, et flottant dans l'eau; si on le prive du contact de la lumière, on verra la vitesse du développement; en comparant cet appareil avec d'autres semblables mis à la lumière, on observera qu'à mesure que les graines jouissent d'une lumière plus vive, leur développement est plus retardé; de façon que la lumière la plus vive, celle du soleil, leur devient toujours la plus nuisible.

Si l'on place un certain nombre de feuilles dans une cloche pleine d'eau et renversée, et qu'on l'expose à l'action du calorique, il se dégagera des feuilles un gaz qui aura, outre beaucoup d'autres propriétés, celle d'etre impropre à la combustion.

Si, au contraire, on expose une même cloche, préparée de même, aux rayons solaires, on aura pour résultat un gaz qui a la propriété d'être propre à la combustion, ce qui démontre bien que la production de ce fluide est due à l'influence de la lumière sur ces feuilles.

La lumière altère la couleur des végétaux. L'étiolement

des plantes dépend de l'absence de la lumière. Les plantes se nourrissent très-bien dans une obscurité parfaite, et même elles y croissent plus rapidement qu'au soleil, pourvu que l'air qui les entoure soit respirable.

Tout le monde connaît la manière qu'emploient les jardiniers, pour étioler les chicorées; quand elles sont venues à une certaine hauteur, il les lient et les privent par là du contact de la lumière.

La maturité et le principe résineux sont autant de propriétés qui en dépendent.

On voit même que l'influence de la lumière est marquée sur les autres êtres; car, comme on l'a observé, les vers et les chenilles qui vivent dans la terre ou dans les bois, sont blanchâtres; les oiseaux et les papillons de nuit se distinguent de ceux de jour par leurs couleurs peu brillantes; la différence est encore marquée entre ceux du Nord et ceux du Midi.

Les animaux tombent malades par la privation de la lumière, et même en périssent. Si l'homme est renfermé longtems dans un cachot, il croît sur sa peau des pustules remplies d'humeurs aqueuses, et il devient hydropique.

§. II.

Du Calorique.

La chaleur, suivant M. *de Rumford*, n'est pas le résultat de l'action d'un fluide, mais d'un mouvement vibratoire, qui agite les molécules de tous les corps, et dont la vitesse est plus ou moins accélérée, suivant les circonstances.

M. *Leslie* voit au contraire dans les phénomènes, des preuves irrécusables de l'existence d'une matière productrice de la chaleur, susceptible de dilater les corps et d'en élever la température. Il n'admet pas la théorie du calorique rayonnant, et il pense que c'est l'air qui sert de véhicule à la chaleur, ou de moyen de communication entre les corps qui agissent les uns sur les autres, à raison de leur diversité de température.

Schéele est le premier qui ait considéré le calorique rayonnant. Pour mieux étudier la manière d'agir de ce fluide ainsi modifié, il avait choisi une des circonstances où les phénomènes qu'il produit se montrent d'une manière plus sensible; savoir, celle où il sort d'un poêle où le bois brûle avec activité, et dont on a laissé la porte ouverte. Le calorique dans cet état, s'élance comme un torrent à travers l'air environnant, sans s'unir avec lui et même sans l'échauffer. (*Voyez* Traité chimique de l'air et du feu, traduit par *Diétrich*, 1781).

Les métaux polis réfléchissent le calorique rayonnant, suivant les mêmes lois que la lumière. Si le miroir est concave, l'action du calorique se concentre à son foyer; et un morceau de soufre, placé à ce foyer, s'allume à l'instant; cependant le miroir ne s'échauffe pas, mais si on le met en contact avec un corps chaud, il lui enlève une partie de sa chaleur; de plus, si on enduit la surface du miroir d'un peu de suie, en le passant au-dessus d'une chandelle allumée, le calorique qui tombe sur ce miroir, perd sa forme rayonnante, et s'unit au métal, qui s'échauffe bientôt jusqu'au point de ne pouvoir plus être manié impunément. Les phénomènes ne sont plus les mêmes, lorsqu'on se sert d'une lame de verre; le calo-

rique, au lieu d'être réfléchi, pénètre le verre qui le retient engagé dans son intérieur, et dont il élève la température, en quoi il diffère de la lumière qui, dans le même cas, est en partie réfléchie, et en partie transmise.

Saussure et *Pictet* ont confirmé, par de nouvelles expériences, la propriété qu'ont les miroirs métalliques de réfléchir le calorique rayonnant. (Voyez *Saussure*, Voyage dans les Alpes, n°. 926. — Essai de physique, par *Pictet*, Genève, 1790).

Sans discuter les raisons sur lesquelles ces célèbres physiciens ont établi leur système, nous regarderons le calorique comme un fluide particulier, impénétrable, extrêmement élastique, et si rare que sa pesanteur n'a pu être manifestée par aucun phénomène.

Les propriétés générales du calorique par rapport aux autres corps, sont :

D'être attiré par les molécules de tous les corps de la nature, à des distances insensibles, avec des forces qui décroissent à mesure que la distance augmente, et dont l'intensité, la loi et le rayon d'activité, variables pour chaque corps en particulier, ne sont pas encore mesurés ;

D'agir sur les molécules des corps, conformément aux lois générales de la nature, c'est-à-dire, en raison de sa propre masse, et par conséquent, de la compression qu'il éprouve.

Le calorique est perpétuellement sollicité dans les corps par l'action de deux sortes de forces : les unes favorisent son intromission dans les corps, et les autres s'y opposent.

Les forces qui favorisent l'intromission du calorique dans les corps, sont : la compression que le calorique extérieur au corps a la liberté d'exercer sur le calorique intérieur, et la tendance du calorique pour les molécules propres du corps.

La compression du calorique extérieur sur le calorique intérieur est exprimée par le mot *température*, et sa mesure.

Les forces qui s'opposent à l'intromission du calorique dans les corps, sont : l'adhérence des molécules propres du corps, et les pressions extérieures.

Les phénomènes du calorique peuvent être divisés en neuf classes.

A. 1°. *Il produit sur la peau des sensations douloureuses :* ces sensations dépendent de la différence de température de la peau touchante et du corps touché. Lorsque le corps touché a une température moindre, il imprime le sentiment du froid.

2°. Les différences, lorsqu'elles sont extrêmes, décomposent la peau et lui ôtent le sentiment et la vie. Pour le même corps, la sensation est d'autant plus forte que la différence de température est plus grande.

A égales températures, le sentiment varie en raison de la propriété conductrice de la chaleur des corps.

B. *La conductibilité de la chaleur est la vitesse avec laquelle la température se met en équilibre dans un corps.*

On distingue aussi le calorique de la chaleur, parce qu'on ne doit jamais confondre sous la même dénomination un effet et la cause qui lui donne naissance.

La chaleur n'est autre chose que l'effet produit sur nos organes par le passage du calorique, qui se dégage des corps environnans. Lorsque je touche un corps froid, le calorique passe de ma main dans le corps que je touche, et j'éprouve la sensation du froid; lorsque je touche un corps chaud, le calorique passe du corps à ma main, et j'ai la sensation de la chaleur, mais tous les corps n'offrent pas au calorique un passage également libre et facile.

L'équilibre entre les forces qui favorisent l'intromission du calorique dans les corps et celles qui s'y opposent, étant troublé, il se rétablit avec une vitesse plus ou moins grande dans les différens corps, qui se distinguent à cet égard en *non-conducteurs*, *semi-conducteurs*; et *conducteurs parfaits*.

Les corps non conducteurs de calorique sont ceux qui, mis en contact avec des corps plus { chauds, conver- / froids, ne per- } { tissent en . . / dent que le } calorique latent { tout le calorique qui se / qui est. . . . . . } { présente / . . . } à leur surface, et { n'en admettent point dans / ne fournissent point de } { . . . . / calorique de } leur intérieur; tels sont { la glace / l'eau. . } prête à se { fondre / geler } et { l'eau bouillante . . / la vapeur naissante }; le calorique ne saurait { pénétrer dans / sortir de. . . } leur intérieur, qui conserve longtems sa même température; la surface de { la glace / l'eau en } { l'emploie toute / perd . . . . } pour devenir { liquide / solide }, et celle de { l'eau bouillante / la vapeur. . . } pour devenir { fluide élastique / liquide. }

Les corps semi-conducteurs sont ceux pour lesquels le calorique se partage en calorique sensible et en calorique latent ; ils sont d'autant plus conducteurs, toutes choses d'ailleurs égales, que la portion de calorique sensible est plus grande. Telle est l'eau, et tels sont, à quelques différences près, tous les corps de la nature, parmi lesquels les corps vitreux et gras sont ceux qui sont les moins conducteurs.

Les corps conducteurs parfaits, s'il y en avait de ce genre, seraient ceux qui n'emploieraient le calorique que sous forme de calorique sensible, la température se distribuerait dans leur intérieur d'une manière très-rapide ; ceux qui en approchent le plus, sont les métaux.

D'après ce que nous venons de dire, on doit voir les applications utiles que l'on en peut faire aux arts et aux usages même les plus ordinaires de la société ; tels qu'aux poèles, pour chauffer les appartemens ; aux vases, pour évaporer ou chauffer de l'eau ; aux matières qui forment les parois ou l'enveloppe des fourneaux, aux glacières, aux habillemens, etc.

C. *Le calorique augmente le volume des corps.*

Les corps dilatés ne le sont ainsi que par le passage du calorique d'un corps dans un autre.

Sgravesande a imaginé l'expérience suivante pour prouver la dilatabilité des métaux par la chaleur. Il se servait d'une lame de cuivre évidée en forme d'anneau, et d'un globe du même métal, dont le diamètre était précisément égal à celui de l'ouverture de l'anneau, en sorte que quand celui-ci était à la température ordinaire, le globe passait par son ouverture sans laisser d'interstice sensible ; lorsqu'ensuite ce globe avait été

chauffé, il était soutenu par l'anneau, quelque position qu'on lui fît prendre.

Pour prouver la dilatabilité du verre, on prend un tube de verre d'un petit diamètre, terminé par une boule de la grosseur d'une orange; on remplit la boule et une partie du tube d'une liqueur colorée, et l'on marque sur le tube l'endroit où elle s'arrête; on plonge la boule dans un vase rempli d'eau prête à bouillir, puis on la retire. Au moment de l'immersion, la liqueur du tube descend précipitamment d'une quantité considérable; mais elle remonte un peu plus haut que la marque faite sur ce tube, dès que l'on a retiré la boule de l'eau chaude. Dans cette expérience, la chaleur qui se communique d'abord au verre en dilate les parties, ce qui augmente la capacité de la boule, et fait descendre la liqueur; la boule retirée ensuite de l'eau chaude, et remise en contact avec l'air, se resserre, et la liqueur qui a déja acquis une petite quantité de chaleur, s'élève un peu au-dessus de son premier niveau.

Les dilatations des liquides ont donné naissance au thermomètre.

Cet instrument sert à mesurer les degrés de la chaleur.

On attribue la découverte de cet instrument à un Hollandais, nommé *Drebbel*.

Les thermometres qu'on emploie habituellement, sont composés d'un vase plein de liquide; le vase est surmonté d'un tube dans lequel on mesure les augmentations ou diminutions de volume des liquides. c'est la différence d'augmentation de volume entre les liquides et les vases, qui indique les variations de temperature, sur des échelles tracées le long du tube.

La matière des vases est ordinairement de verre, à cause de sa transparence et de sa faible augmentation de volume.

La forme des vases est ou sphérique, ou cylindrique, surmontée d'un tube : toute autre forme pourrait être employée de même. Les cylindres sont courts, gros et droits, ou étroits, longs et courbes, ou en spirales.

Les liquides le plus en usage, sont : l'huile de lin employée par *Newton*, le mercure par *Fahrenheit* et *Delisle*, l'alcool et le mercure par *Réaumur*; on peut aussi employer tout autre liquide.

Le mercure doit cependant être préféré; parmi tous les liquides connus, c'est celui qui approche le plus de subir des dilatations exactement proportionnelles aux accroissemens de chaleur, du moins entre le zéro et le degré de l'eau bouillante.

Il est donc à desirer que l'usage des thermomètres à mercure devienne général, puisque ce sont les seuls comparables. On n'emploicrait le thermomètre à alcool que dans les cas où l'on voudrait faire des observations par un froid artificiel plus grand que celui de 32 degrés, qui détermine la congélation du mercure.

Les conditions essentielles sont : qu'il y ait une grande distance entre la température qui les solidifie et les gazéifie.

L'huile de lin et le mercure peuvent supporter une haute température avant de se gazéifier, l'alcool peut supporter un grand froid avant de se solidifier.

Pour rendre les thermomètres comparables, il faut non-seulement qu'ils soient de même forme, de même matière pour les vases ainsi que pour les liqueurs; il faut encore

qu'on puisse les exposer à des températures constantes, afin d'établir leur graduation entre les températures.

Réaumur en a proposé une, la congélation de l'eau.

Fahrenheit a proposé l'ébullition de l'eau; celle-ci varie par la pression de l'atmosphère.

Longtems avant ces physiciens, *Newton* avait proposé plusieurs intermédiaires.

Il marquait zéro à la congélation de l'eau;

24 à la congélation de la cire fondue;

33 à la fusion d'une partie égale d'étain et de bismuth;

37 à la fusion de { 2 parties d'étain; 1 partie de bismuth.

81 Fusion du bismuth.

96 Fusion du plomb.

Par les méthodes de *Réaumur* et de *Fahrenheit*, la plus légère différence dans la matière des vases, des liquides, ainsi que dans la forme des thermomètres, empêche qu'on ne puisse en obtenir de comparables.

Par la méthode de *Newton*, on peut déterminer la loi de graduation, telle que tous les thermomètres soient comparables.

Réaumur marquait zéro à la congélation de l'eau; comme son alcool augmentait de 0,080 à l'ébullition, on divise l'espace contenu entre les points en 80 parties.

Fahrenheit a divisé l'espace contenu entre la congélation et l'ébullition de l'eau, en 180 dégrés; il marque 30 à la congélation.

De la congélation à l'ébullition de l'eau, la différence de l'augmentation de volume est à-peu-près — mercure 0,014, — eau 0,037, — alcool 0,087, — huile de lin 0,072.

Cette augmentation est déduite des expériences de *Mussenbrock*; d'autres physiciens ont donné d'autres rapports, parce qu'ils se sont servi de vases composés d'autres matières, ayant d'autres formes, et que les liquides n'étaient pas les mêmes.

La marche des thermomètres dont on se sert aujourd'hui, se rapporte à deux termes fixes, dont l'un, qui sert de point de départ, n'est pas précisément la température de l'eau qui se congèle, comme dans le thermomètre de Réaumur, mais celle de la glace fondante; l'autre, qui donne la limite opposée, est la chaleur de l'eau bouillante. On choisit le tube le mieux calibré possible, et on divise d'abord en 80 degrés la distance comprise entre les deux termes fixes, puis on continue la même division au-dessous de zéro. Dans le thermomètre qu'on appelle *centigrade*, la distance dont nous venons de parler est divisée en cent parties.

Pyromètre de Wedgwood.

Comme les thermomètres de verre sont très-fusibles, on ne peut, avec ces instrumens, évaluer que des degrés de chaleur très-inférieurs.

Le pyromètre de *Wedgwood* est celui dont on fait usage le plus communément; il est construit sur le principe que l'argile la plus pure prend au feu un retrait proportionné à la chaleur qu'on lui applique. Ce pyromètre consiste en deux parties; l'une, qu'on appelle jauge, et qui sert à mesurer les degrés de diminution ou de retrait; l'autre comprend de petits cylindres d'argile, qu'on appelle pièces pyrométriques. (*Voyez* la planche).

La jauge est formée par une plaque de terre cuite ou de cuivre, sur laquelle sont appliquées deux règles de même matière : ces règles, parfaitement droites et unies, offrent un écartement d'un demi-pouce à un des bouts, et de trois dixièmes de pouce à l'autre; pour plus grande commodité on a coupé la jauge par le milieu, et on ajuste les deux pièces quand on veut s'en servir : on a divisé la longueur de cette règle en 240 parties égales, dont chacune représente un dixième de pouce.

Pour former les pièces à pyromètre (1), on tamise la terre avec la plus grande attention, on la mêle ensuite avec de l'eau; et on fait passer cette pâte à travers un tuyau de fer, ce qui lui donne la forme de bâtons longs que l'on découpe après en pièces de la grandeur convenable; quand les pièces sont sèches, on les présente à la jauge, et il faut qu'elles s'adaptent au o de l'échelle : si, par l'inadvertance de l'ouvrier, quelque pièce pénètre à un ou deux degrés plus loin, ce degré est marqué sur son fond, et doit se déduire, lorsqu'on se sert de cette pièce pour mesurer la chaleur. Les pièces ainsi ajustées sont cuites dans un four, à une chaleur rouge, pour leur donner la consistance nécessaire au transport. La chaleur employée dans ce travail est communément de 6 degrés ou environ, les pièces en sont diminuées plus ou moins; mais peu importe dès qu'on doit les soumettre à un degré de chaleur supérieur à celui qu'elles ont éprouvé; et si par événement on veut mesurer un degré de chaleur inférieur,

(1) D'après l'analyse de *Vauquelin*, les pieces pyrométriques de *Wedgwood* sont composées de silice 47.35, alumine 44.29, eau 8.36.

Des degrés de cha
de leur corres

La chaleur rouge pleinemen
La chaleur à laquelle fonde
Le cuivre jaune se fond
Le cuivre de Suède à....
L'argent pur à..........
L'or pur à............
La chaleur des barres de fe au point de souder.....
La plus grande chaleur d'u
La fonte entrée en fusion à
La plus grande chaleur d'u huit pouces carrés......
Ainsi un degré du pyromèt

on emploie des pièces non cuites qu'on conserve dans des gazettes ou étuis, pour éviter le frottement.

Lorsqu'on veut se servir de ce pyromètre, on expose une des pièces dans le foyer dont on veut prendre la chaleur, et lorsqu'on juge qu'elle en a éprouvé toute l'intensité, on la retire et on la laisse refroidir, on la présente à la jauge, et on détermine aisément le retrait qu'elle a éprouvé.

Un phénomène assez singulier, que présente le pyromètre, c'est que les pièces d'argile ne commencent à éprouver de retrait qu'à 5 ou 6 degrés de chaleur pyrométrique, ce qui répond à 468° du thermomètre de *Réaumur*. On a cru pendant longtems que le plus haut degré de chaleur qu'on pouvait donner à un corps, était de 700° de ce même thermomètre; le pyromètre a démontré combien cette hypothèse était éloignée de la vérité, puisque l'on est parvenu à donner jusqu'à 180° pyrométriques; ce qui répond à plus de 8000° du thermomètre de *Réaumur*.

Wedgwood a comparé les divisions de son pyromètre à celles de *Fahrenheit*; il en a présenté les différences dans un tableau. M. *Guyton* a ajouté l'échelle de *Réaumur* et celle de 100 degrés. (*Voyez* la table ci-jointe).

Le pyromètre de *Wedgwood* a l'inconvénient de ne pas produire des effets essentiellement comparables, parce qu'il est impossible de le fabriquer avec une terre constamment de même nature, sur les divers points du globe; c'est ce qui a fait proposer, par M. *Guyton*, un pyromètre de platine, dont il a donné la description dans le 46e volume des *Annales de chimie*, page 276. Il consiste en une verge de platine posée de champ dans une rainure

pratiquée dans un tourteau d'argile réfractaire et cuit au dernier degré. Cette lame s'appuie par une extrémité sur le massif qui termine la rainure, l'autre extrémité porte sur un levier coudé, dont la grande branche forme l'aiguille sur un arc de cercle gradué, de sorte que le déplacement de cette aiguille marque l'alongement que la lame de métal prend par la chaleur. Toutes les pièces de l'instrument étant de platine, il n'y a ni fusion ni oxidation à redouter.

M. *Guyton-Morveau* pense que dans l'usage du pyromètre à pièces d'argile, il faut distinguer deux effets; celui qui est produit par la masse du foyer dont il reçoit toujours sa part d'impression, et celui qui tient à l'intensité locale de l'espace que la pièce occupe, déterminée par des accidens qu'il a décrits, et dont ce pyromètre devient alors le fidèle indicateur Ainsi, dit-il, les principes de construction de ce pyromètre, sont à l'abri de toute objection. Si l'on est parvenu une fois à former une composition argileuse qui soit infusible au feu de nos fourneaux, dont la retraite s'opère d'une manière uniforme et régulière jusqu'au plus haut degré de chaleur qu'ils peuvent produire, il n'est plus permis de mettre en question la possibilité de retrouver une composition tellement semblable, que dans les mêmes conditions, elle donne nécessairement les mêmes résultats (*Voyez* Annales de chimie, tome 74, pag. 129; et tome 78, pag. 73.

D. *La quatrième série des phénomènes produits par le calorique, est le passage des corps solides à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état gazeux, dans ce cas le calorique est absorbé et ne produit aucun effet; mais*

toutes les fois que les corps repassent de l'état gazeux à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état solide, il y a dégagement de calorique.

L'action du calorique peut être considérée comme tendant à détruire l'agrégation et à favoriser la combinaison.

Il faut examiner cet objet sous quatre points de vue principaux. 1°. Il est des corps que la chaleur n'altère pas, elle ne fait que les dilater; en écartant leurs molécules, elle diminue par conséquent la force qui les rapproche. D'après cela on peut regarder le calorique comme le modérateur de l'affinité de cohésion; tous les corps de la nature sont donc soumis, d'un côté, à une loi générale qui tend à les rapprocher; de l'autre à un agent puissant, le calorique qui tend à les éloigner. Ces deux grandes forces opèrent sur toutes les substances, se balancent continuellement dans leur action; 2°. le calorique fait passer les corps de l'état solide à l'état liquide : le passage d'un corps de l'état solide à celui de liquide, par l'action d'un liquide préexistant, absorbe aussi du calorique sous forme de calorique latent, mais en quantité beaucoup moindre, et la température des corps environnans qui fournissent ce calorique, est abaissée d'une quantité qui est constante pour les mêmes corps, c'est pour cela que la dissolution des sels dans l'eau produit du refroidissement.

1°. Un corps peut retourner de l'état liquide à l'état solide, par la retraite seul du calorique, et cette opération à laquelle on pourrait donner le nom général de *congélation*, se fait toujours pour le même corps à la même température;

2°. Par l'action d'un solide qui le ramène à cet état,

Dans ce cas, le calorique qui, sous forme de calorique latent, le constitue liquide, se trouve abandonné, et en se portant sur les corps environnans, il élève leur température, comme on l'observe dans l'extinction de la chaux vive, des alcalis et des sels neutres calcinés, opérée par l'eau, et dans celle de la barite, opérée par un acide;

3°. Par l'action d'un autre liquide, et alors il y a encore du calorique dégagé comme dans le mélange des acides et des alcalis concentrés, qui forme sur-le-champ des sels neutres cristallisés.

Un corps peut passer de l'état liquide à celui de fluide élastique par l'action du calorique seul, par une diminution suffisante dans les pressions extérieures, et par l'action d'un fluide élastique préexistant.

Le passage d'un corps de l'état liquide à celui de fluide élastique par l'action du calorique seul se nomme *vaporisation*. Cette opération se fait toujours à la même température pour le même liquide et sous la même pression. Elle emploie, sous forme de calorique latent, une quantité de calorique très-grande en général, et variable pour chaque liquide: par exemple, le calorique nécessaire à la vaporisation d'une livre d'eau à 80 d. R., éleverait 7 livres ½ d'eau de 0 d. à 60 d., ou serait capable de fondre 7 livres ½ de glace à zéro. Enfin, elle augmente considérablement le volume du corps qui, dans le cas de l'eau, devient environ mille sept cent vingt-huit fois plus grand.

Lorsque le passage d'un corps de l'état liquide à celui de fluide élastique se fait par une diminution suffisante dans les pressions extérieures, alors la quantité de calo-

rique nécessaire à l'état élastique, quoique moindre que dans le cas précédent, est encore très-grande; elle est fournie par les corps circonvoisins qui éprouvent un refroidissement proportionné aux circonstances : c'est ainsi que l'eau froide se vaporise dans le vide et se refroidit.

Si le passage d'un corps de l'état liquide à celui de fluide élastique se fait par l'action d'un fluide préexistant, alors il absorbe encore sous forme de calorique latent, mais en quantité beaucoup moindre, du calorique que les corps circonvoisins lui fournissent en baissant de température.

C'est ainsi que le mercure, l'eau, les liqueurs alcooliques, les huiles volatiles, etc., se dissolvent dans l'air atmosphérique dont ils augmentent le volume, et qu'ils éprouvent un refroidissement proportionné à la quantité et à la rapidité de cette espèce particuliere de dissolution qui se nomme *évaporation*.

Les circonstances favorables à l'évaporation sont une température plus haute dans le liquide à dissoudre, ou une densité plus grande dans le fluide élastique dissolvant, parce qu'alors les deux corps sont plus voisins de l'état qu'ils vont prendre.

Un corps peut retourner de l'état de fluide élastique à l'état liquide, par la retraite seule du calorique, par une augmentation suffisante dans les pressions, par la cessation de circonstances favorables à la dissolution dans un autre fluide, telles qu'une température élevée, une grande densité, et par l'action d'un liquide.

L'opération par laquelle un corps retourne de l'état de fluide élastique à celui de liquide, par la retraite seule du calorique, se nomme *condensation*. Elle se

fait toujours à la même température pour chaque substance en particulier, sous les mêmes pressions extérieures.

Lorsqu'un corps retourne de l'état de fluide élastique à celui de liquide, par une augmentation suffisante dans les pressions, alors le calorique qui, sous forme de calorique latent, le constituait fluide élastique, est exprimé : en se portant sur les corps environnans, il élève leur température ; mais le liquide reproduit ne peut subsister sous cet état contraint, qu'autant de tems que dure l'augmentation de pression nécessaire à cet effet.

Par la diminution d'une température suffisante, l'eau dissoute dans l'air atmosphérique se précipite souvent, redevient liquide, et mouille les corps qui refroidissent l'air.

Nous avons dit aussi que les corps pouvaient passer de l'état de fluide élastique à celui de liquide par la cessation des circonstances favorables à leur dissolution dans un autre liquide ; c'est ainsi que l'eau dissoute dans l'air atmosphérique redevient liquide, trouble la transparence de l'air, et prend la forme de nuage, lorsque la pression de l'atmosphère diminuant, la densité de l'air, ainsi que sa température, deviennent moindres. ce retour à l'état liquide peut se nommer *précipitation* ; il est accompagné de chaleur.

Les corps passent de l'état de fluide élastique à l'état liquide, par l'action d'un liquide préexistant, comme le gaz ammoniac, les gaz acides sulfureux, etc. ; ces gaz sont ramenés à l'état liquide par l'action de l'eau qui les absorbe : l'air atmosphérique même est absorbé par l'eau, mais en quantité beaucoup moindre. Les circonstances

favorables à cette absorption sont : 1°. une température plus basse ; 2°. une pression plus grande dans les fluides ; pendant l'absorption, il y a du calorique dégagé.

Le calorique agit sur les fluides élastiques en les dilatant, si les pressions extérieures peuvent céder à son action ; ce qui donne lieu de distinguer *les vapeurs naissantes* et *les vapeurs élevées.*

E. *On peut augmenter l'action ou les effets d'un même feu, d'un feu entretenu avec la même matière, de quatre manières différentes :*

1°. En augmentant la quantité de matière qui lui sert d'aliment ;

2°. En concentrant cette action, ou en empêchant qu'elle ne s'étende et ne se dissipe dans un trop grand espace ;

3°. En dirigeant cette action vers un même endroit ;

4°. En soufflant le feu avec de l'air pur.

Le premier moyen est si usité, qu'il n'a pas besoin de preuves ; on sait qu'en ajoutant du bois ou du charbon à un feu déja allumé, son action augmente : il faut cependant que la quantité de matière ajoutée trouve un feu proportionné à son degré d'inflammabilité et à son volume ; du bois vert, ou une grosse bûche, ajouté à un petit feu, n'y fera que noircir ; mais si ce bois est bien sec et divisé en petites parties ou copeaux, il s'y embrasera. Un corps ne peut brûler qu'en se combinant avec l'oxigène, et cette combinaison ne peut avoir lieu qu'au moyen d'un certain degré de chaleur. Si le feu est petit, et que le corps soit d'un gros volume, ou trop abreuvé

d'eau, le feu est éteint avant que le corps ait eu le tems de s'échauffer assez. Par la même raison, une bougie allumée, que l'on renverse, s'éteint par la cire fondue qui coule sur la mèche, et qui n'avait pas encore acquis le degré de chaleur nécessaire à son embrasement.

Le deuxième moyen est de concentrer l'action du feu, ou de l'empêcher de s'étendre ou de se dissiper dans un trop grand espace : c'est ce qu'on fait par le moyen des fourneaux. Le feu, ainsi renfermé, devient comme le centre d'une sphère d'activité dont les rayons vont frapper les parois des fourneaux; mais ces rayons sont réfléchis vers le milieu, et leur action s'y trouvant comme concentrée, en agit avec d'autant plus de force. Les étuves peuvent être regardées comme des espèces de fourneaux dans lesquels la chaleur s'applique à un grand nombre de corps à-la-fois.

Un paravent déployé devant une cheminée, fait aussi, en quelque façon, l'office de fourneau; car, non-seulement il garantit de l'air froid qui peut venir des portes et des fenêtres, mais il réfléchit encore les rayons de chaleur, et les empêche de trop s'étendre et de se dissiper.

Le troisième moyen consiste à diriger vers un même endroit l'action du feu ou les parties déja embrasées qui s'exhalent : c'est ce que font les orfèvres, les bijoutiers, les metteurs en œuvre, les émailleurs, les artistes en verre, etc., avec leur lampe et leur chalumeau, ou le soufflet. Cette flamme, ainsi dirigée, devient active au point de fondre le verre, l'émail et les métaux; car le souffle introduit dans la flamme le fluide propre à la combustion. Par ce moyen on obtient deux avantages:

l'un d'exciter un grand degré de chaleur, et l'autre de ne chauffer que l'endroit que l'on veut qui le soit.

Le quatrième moyen est de souffler le feu avec du gaz oxigène. On ne connaît pas de feu aussi actif. *Lavoisier* n'a presque point trouvé de substances qui ne cédassent à l'action de ce feu violent. Le platine, les rubis orientaux qui ne souffrent presque pas d'altération à la chaleur du verre ardent, se fondent, le platine complettement, et les rubis se ramollissent au point de se souder plusieurs ensemble.

F. *Le refroidissement n'est autre chose qu'une diminution de chaleur.*

Pour diminuer l'action du feu, il suffit de supprimer les moyens par lesquels on l'augmente. Cette suppression est la cause la plus ordinaire du ralentissement ou même de l'extinction du feu : celui d'un poèle ou d'une cheminée donne moins de chaleur s'il manque de bois ; souvent même, quoique le bois n'y manque pas, il languit, si l'on néglige de le souffler.

Mais cette extinction du feu ne se fait que lentement : il y a des circonstances où il est intéressant d'aller plus vite. On sait que rien ne brûle sans le contact de l'air ; il suffit donc, pour produire la privation d'air nécessaire, d'appliquer à la surface du corps embrasé une matière qui ne soit pas combustible, comme, par exemple, de l'eau, mais il faut pour cela que l'eau puisse demeurer en liqueur plus longtems que ne peut durer l'embrasement ; c'est pourquoi il faut en jeter beaucoup : car, si l'on ne jette qu'une petite quantité d'eau sur un grand feu, cette eau éprouvant un degré de chaleur plus violent que celui

qu'elle peut soutenir en plein air, se décompose ; son oxigène se combine avec le corps qui brûle, et son hydrogène se combinant avec le calorique, forme un gaz qui s'embrase sur-le-champ, et ajoute beaucoup à l'activité de la flamme. Il résulte donc qu'on doit voir cesser, dans un corps qui se refroidit, tous les effets du feu dont nous venons de parler.

1°. Ce qui était en flamme, ne devient plus que fumée épaisse ; l'évaporation se ralentit ou même cesse entièrement.

2°. Les matières liquéfiées deviennent moins coulantes, et reprennent ensuite leur première consistance.

3°. Le volume augmenté par la raréfaction se contient dans des limites plus étroites.

Quand tout cela se fait lentement, les parties se rapprochent proportionnellement et dans un ordre naturel, sur-tout si cette action n'a enlevé à la masse aucun de ses principes, tel que l'or que l'on a fondu.

Mais un refroidissement trop prompt a quelquefois des effets très-différens : il diminue si promptement la mobilité respective des parties, qu'il les fixe avant qu'elles n'aient pu s'arranger dans l'ordre qui leur convient : ces parties ne se touchent qu'imparfaitement ; le corps ne prend qu'une consistance incomplette. C'est ce qui arrive à l'acier que l'on trempe : aussi est-il alors plus cassant, et la densité moindre qu'elle ne l'était avant la trempe.

La même chose arrive à des vases de verre qui n'ont pas partout une épaisseur égale, et qu'on laisse refroidir trop subitement. Les parties n'adhèrent que faiblement entre elles : ces vases se cassent souvent d'eux-mêmes. Pour prévenir cet inconvénient, on leur donne le recuit.

On ne connaît pas de corps absolument froid : un tel corps serait celui qui ne contiendrait pas de calorique dans l'état de liberté. On n'en a jamais trouvé de cette espèce. On ne connaît point le zéro de chaleur, le froid n'est donc qu'une moindre chaleur : il n'est par conséquent pas une qualité positive, mais seulement relative. Tel corps est froid à l'égard de celui-ci, qui paraît chaud par rapport à celui-là ; si l'on plonge un thermomètre dans la glace, il descend, s'il sort d'un air tempéré : elle le fait monter, s'il sort d'un mélange de sel et de glace.

On trouve les caves chaudes en hiver et froides en été, quoique leur température soit à-peu-près la même dans toutes les saisons : cela provient de ce que la température des souterrains étant à-peu-près constante, son degré est intermédiaire entre ceux auxquels répond la température de notre corps dans les deux saisons. Il est même possible que la même personne trouve la même substance chaude et froide dans le même instant. *Exemple :* qu'une personne tienne une de ses mains bien froide, et l'autre bien chaude, qu'elle plonge dans le même moment l'une et l'autre dans un seau d'eau de puits ; avec la main qui sera froide, on trouvera cette eau chaude ; avec la chaude, on la trouvera froide.

Ceci nous conduit à l'explication de cet axiôme :

Tout corps de dessus lequel un fluide s'évapore, se refroidit, et d'autant plus que l'évaporation de ce fluide est plus prompte.

Expérience. On emplit d'eau une boule mince de thermomètre, ainsi qu'une partie de son tube ; on plonge cette boule dans l'eau ou dans l'alcool, ou dans l'éther ;

on la retire de l'eau, et on l'agite dans l'air on parvient ainsi à faire geler l'eau de la boule. La même chose a lieu sous le récipient de la machine pneumatique.

On doit à M. *Leslie* une méthode nouvelle de produire et d'entretenir la congélation (*voyez* Annales de chimie, tome 78, page 177. L'auteur préfère pour cette expérience un récipient d'une forme hémisphérique; on introduit de l'acide sulfurique concentré dans un vase large et plat; 2 ou 3 pouces au-dessus est une coupe de métal de la moitié du diamètre du vase plat, contenue dans une autre coupe un peu plus grande et supportée par des pieds de verre, la coupe intérieure contenant de l'eau distillée. Aussitôt que le récipient est épuisé d'air, l'eau commence à former des cristaux de glace, et une quantité d'air prodigieuse se dégage souvent pendant leur formation.

Dans cette expérience, la substance hygrométrique, placée sous le récipient, a pour objet de condenser très-rapidement la vapeur qui se forme successivement aux dépens de l'eau; et l'absorption de calorique, qui a lieu pour cette formation de vapeur, est si grande, que la congélation s'ensuit.

La raison de ce refroidissement est, qu'une substance ne peut passer à l'état de vapeur, sans se combiner avec une assez grande quantité de calorique. Une portion de calorique est, par là, enlevée au corps de dessus lequel la substance s'évapore, et le refroidissement a lieu; voilà pourquoi, jusqu'à ce qu'on se soit bien essuyé, on sent du froid en sortant du bain, quand bien même l'air dans lequel on passe serait plus chaud que le bain.

Les chasseurs et les militaires savent profiter de ce moyen de refroidissement pour boire frais ; pour cela, ils enveloppent leurs bouteilles de linges mouillés, et les exposant au soleil, l'évaporation est plus prompte.

G. *Production de la lumière.* La lumière est incandescente : c'est celle d'un fer rouge, de tous les métaux rouges qui laissent dégager le calorique qui y était accumulé.

La lumière est flambante ; c'est celle de la plus grande partie des corps combustibles.

La lumière flambante a lieu lorsque deux substances gazeuses se réunissent pour se solidifier, se liquéfier, ou même former des gaz plus denses, telle, par exemple, la lumière des lampes, bougies, chandelles, alcool, bois, soufre, phosphore, etc.

Toujours la production de lumière est accompagnée de chaleur ; mais il est des cas où la chaleur est insensible, comme dans la lumière des bois pourris, des substances animales en putréfaction. Les lumières ne sont produites que lorsque les corps sont plongés dans les milieux qui contiennent de l'oxigène.

Lorsque les fluides élastiques exercent leur action sur d'autres fluides élastiques, ils produisent des phénomènes accompagnés de chaleur sans lumière, ou de chaleur avec lumière.

Cette action produit de la chaleur sans lumière, comme dans les combinaisons du gaz nitreux et oxigène, dont les volumes diminuent, et qui forment un autre fluide élastique coloré, que l'on nomme gaz acide nitreux, et comme dans la combinaison des gaz azote et hydrogène,

qui forment le gaz ammoniac. Les fluides élastiques complexes, formés de cette manière, peuvent ordinairement être décomposés par une augmentation de température, qui rend aux composans le calorique qu'ils avaient perdu pendant la combinaison.

L'action des fluides élastiques sur d'autres fluides élastiques, produit de la chaleur avec lumière, comme dans la combinaison du gaz oxigène avec tous les gaz inflammables, tels que le gaz hydrogène, les vapeurs de soufre, de phosphore, etc. La flamme est le spectacle de la combinaison du gaz oxigène avec un gaz inflammable, lorsqu'un des deux fluides est fourni par un jet continu dans un espace rempli de l'autre.

Les fluides élastiques résultant de ces combinaisons ne peuvent être décomposés que par l'intermède d'une substance dont l'action sur un des composans soit plus grande que celle de l'autre.

M. *Dessaignes*, dans un mémoire sur la phosphorescence des corps, produite par la compression, a cherché à prouver que tous les corps de la nature étaient susceptibles de dégager de la lumière par la compression, et que cette lumière n'est pas due à un phénomène électrique.

L'auteur conclut d'un grand nombre d'expériences faites sur les liquides, les solides et les gaz :

1° Que l'eau est probablement une substance compressible, puisqu'elle devient lumineuse par le choc;

2°. Que si en la rendant lumineuse par le choc, elle ne se trouve élevée après l'expérience que de 5 degrés, c'est qu'aussitôt qu'elle cesse d'être comprimée, elle

reprend le calorique qui s'en était dégagé, à tel point même que ces 5 degrés doivent être produits par la pression de l'eau contre les parois du tube;

3°. Qu'on ne doit point regarder le dégagement de chaleur et de lumière, dans une expérience, comme un signe caractéristique de la combustion;

4°. Que la condensation des corps étant proportionnelle à leur volume, il est bien étonnant que, quel que soit leur état, ils ne soient pas plus lumineux les uns que les autres dans la compression; et qu'il ne l'est pas moins que le charbon comme corps noir, fasse exception à cette règle, puisque pour le rendre aussi lumineux que les autres, il faut le comprimer plus fortement;

5°. Que la cause pour laquelle le gaz hydrogène est le seul gaz qui brise le tube dans lequel on le comprime, provient peut-être de ce que, comme l'a démontré M. *Gay-Lussac*, il a plus de capacité pour le calorique que les autres gaz;

6°. Enfin, que probablement toutes les phosphorescences spontanées et passagères, telles que celles de la chaux caustique, imparfaitement éteinte avec un peu d'eau, celle du phosphore de Canton, fraîchement fait et plongé dans l'eau, celle du muriate de chaux avec excès de base, dont les fractures, récemment faites, deviennent lumineuses en soufflant dessus, etc., ne dépendent pas de la solidification de l'eau, et de son extrême condensation par les forces de l'affinité; qu'il n'en est pas de même des phosphorescences par élévation de température, et par insolation; que, quoique l'eau joue un grand rôle dans ces phosphorescences, il est impossible de s'en rendre compte, en supposant la

condensation; que l'on pourrait peut-être les regarder comme phosphorescences par collision.

H. *Du Calorique dégagé des corps, et passant dans un autre corps*, ou *Capacité de chaleur.* S'il est des corps qui s'échauffent plus promptement que les autres, il en est aussi qui ne se refroidissent pas également dans un tems donné. On ne connaît pas bien la loi suivant laquelle cela s'exécute: on peut cependant dire, en général, que la chaleur se communique en raison des masses; c'est pourquoi on ressent plus de froid aux mains, quand on touche du marbre ou un métal pendant l'hiver, que quand on touche du bois ou des étoffes qui sont moins denses, quoique la température de tous ces corps soit la même; car le refroidissement de la main est la perte qu'elle fait d'une partie de son calorique.

Capacité pour le Calorique. Il existe dans tous les corps deux portions de calorique bien distinctes: 1°. calorique combiné ou latent; 2°. calorique interposé.

Le calorique combiné est celui qui est enchaîné dans les corps, par la force d'affinité ou d'attraction, et qui constitue une partie de leur substance, même de leur solidité.

Le calorique interposé est celui qui, sans être engagé dans aucune combinaison, se trouve entre les molécules des corps. Un exemple familier rendra plus sensible la différence qui existe entre ces deux portions de calorique: un morceau de pain plongé dans l'eau, contient deux portions d'eau bien distinctes; l'une est dans un état de combinaison, et forme une partie constituante du pain; l'autre est seulement interposée entre ses molécules: elle paraît sous forme d'eau, et s'échappe par la pression.

La propriété qu'ont les corps d'absorber la quantité de calorique, est appelée *capacité.*

On appelle *chaleurs spécifiques*, ces quantités de chaleur capables de produire dans des corps égaux en masse, des élévations égales de température, en prenant un degré du thermomètre pour terme de comparaison; et parce que ces élévations de température dépendent du plus ou moins de disposition qu'ont les corps pour s'unir au calorique: on a donné aussi aux quantités de chaleur dont il s'agit, le nom de *capacités relatives de chaleur.*

Ainsi, pour élever au même nombre de degrés la température de deux corps égaux, soit en masse, soit en volume, il faut presque toujours leur communiquer d'inégales quantités de calorique.

Pour déterminer la capacité de différens corps, il faut les considérer comme ayant des poids égaux et des températures semblables, ou comme ayant des volumes égaux et mêmes températures, et la différence entre les résultats de ces comparaisons, sera comme la différence qui se trouve entre les pesanteurs spécifiques des substances comparées.

Deux corps égaux, soit en masse, soit en volume, et réduits à la même température, contiennent presque toujours d'inégales quantités de calorique. On désigne chacune de ces quantités par l'expression de *calorique spécifique*, ou *quantité spécifique de calorique.*

On connait trois moyens de déterminer les capacités: le premier, lorsqu'on met en contact deux corps homogènes d'une température différente, il s'établit une température moyenne; par exemple, de l'eau à 0, mêlée à

une égale quantité d'eau à 60°, il résulte 30° de température, le second consiste à meler ensemble des poids ou des volumes égaux de substances hétérogènes, dont les températures sont différentes, et à observer la température du mélange : les capacités sont alors en raison inverse des changemens de température.

Prenons pour exemple la glace et la limaille de fer; on pèse parties égales de ces deux substances; on met la glace à 1 degré au-dessous de zéro, et on fait chauffer le fer à 10 degrés au-dessus de zéro; on mêle ces deux substances dans un vase de verre, on y plonge un thermomètre : la température du mélange est alors de 2 degrés.

L'expérience ci-dessus prouve que la même quantité de calorique, qui élève la température d'une partie du fer à 8 degrés, ne peut élever une quantité égale d'eau que d'un seul degré : d'où il résulte que la capacité de l'eau est à celle du fer, comme 8 est à 1; mais nous venons de voir que les changemens de température sont dans ces deux substances, comme 1 est à 8. On peut donc conclure qu'en se servant de cette méthode, c'est-à-dire en mêlant des poids égaux de substances hétérogènes, ayant différente température, et en observant la température du mélange, les capacités de ces substances sont en raison inverse de leur changement de température. En général, le partage du calorique ne se fait pas de la même manière parmi les corps hétérogènes; ainsi du sable ou des métaux à zéro, et mêlés avec de l'eau à 60°, ne donneront pas la température moyenne, d'où l'on peut conclure que les corps de diverse nature prennent des températures différentes par l'acquisition d'une même quantité de calorique.

Le troisième moyen, que nous devons à *Lavoisier* et à M. *Laplace*, consiste à échauffer les corps, à les placer ensuite au milieu d'une sphère creuse de glace, et à rassembler la quantité d'eau formée ; les capacités sont alors en raison directe des quantités de glace fondue. On met une quantité d'eau à 60 degrés dans une sphère creuse de glace, ou dans un appareil propre à la représenter. Cette eau, à 60 degrés, fait fondre une quantité égale de glace. On met dans le même appareil cent parties de limaille de fer à 60 degrés : cette limaille fait fondre deux parties et demie de glace.

Il serait sans doute difficile de se procurer des sphères de glace creuse pour faire les dernières expériences que nous venons de rapporter, et quand même on pourrait se les procurer facilement, elles offriraient beaucoup d'inconvéniens dans la pratique. Ces motifs ont engagé *Lavoisier* et *Laplace* à y suppléer par un appareil auquel ils ont donné le nom de *calorimètre*.

Il est construit sur le principe que la glace absorbe toute la chaleur sans la communiquer, jusqu'à ce qu'elle soit fondue · ainsi, d'après cela, on peut calculer les degrés de chaleur communiqués par la quantité de glace fondue : il s'agissait, pour avoir des résultats rigoureux, de trouver le moyen de faire absorber par la glace toute la chaleur qui se dégage des corps, de soustraire la glace à l'action de toute autre substance qui pourrait en faciliter la fonte, de ramasser à la rigueur l'eau provenant de cette même fonte.

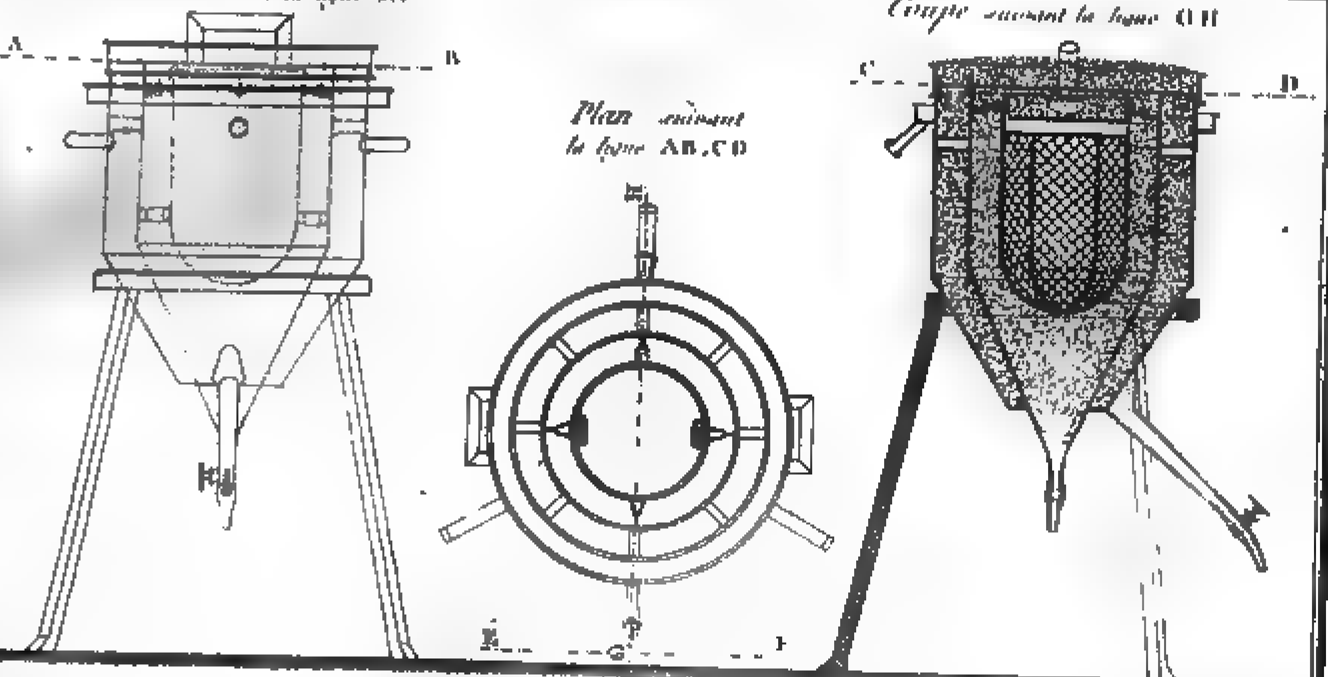
L'appareil qu'ont fait construire, à cet effet, ces deux célèbres académiciens, consiste dans trois corps circu-

laires presqu'inscrits les uns dans les autres, de sorte qu'il en résulte trois capacités; la capacité intérieure est formée par un grillage de fil de fer soutenu par quelques montans du même métal : c'est dans cette capacité que l'on place le corps soumis à l'expérience; la partie supérieure se ferme au moyen d'un couvercle : la capacité moyenne est destinée à contenir la glace qui environne la capacité intérieure; cette glace est supportée et retenue par une grille sous laquelle est un tamis; à mesure que la glace fond, l'eau coule à travers la grille et le tamis, et se rassemble dans un vase posé dessous : la capacité extérieure contient la glace qui doit arrêter l'effet de la chaleur extérieure.

Pour mettre cette machine en expérience, on remplit de glace pilée la capacité moyenne et le couvercle de la sphère intérieure; on en fait autant à la capacité extérieure, de même qu'au couvercle général de toute la machine; on laisse égoutter la glace intérieure, et lorsqu'elle ne donne plus d'eau, on ouvre le couvercle de la capacité intérieure pour y introduire le corps qu'on veut mettre en expérience, et on referme sur-le-champ; on attend que le corps soit porté au degré de chaleur o, température ordinaire de la capacité intérieure, et on pèse la quantité d'eau qui est produite, ce poids mesure exactement la chaleur dégagée de ce corps, puisque la fonte de la glace n'est que l'effet de cette chaleur. Les expériences de ce genre durent 15, 18 et 20 heures.

Il est essentiel que dans cette machine, il n'y ait aucune communication entre la capacité moyenne et la capacité externe.

Il est encore nécessaire que la chaleur de l'air ne soit


Tom. Ier pag.
Calorimètre de Lavoisier et Laplace 2
Planche 6
Elevation suivant la ligne EF
Plan suivant la ligne AB, CD
Coupe suivant la ligne GH
A
B
C
D
E
F
G
H
Girard del.
Sellier Sculp.

pas sous o, puisqu'alors la glace intérieure recevrait un froid sous o.

La chaleur spécifique n'est que le rapport de la quantité de chaleur nécessaire pour élever d'un même nombre de degrés la température des corps qu'on compare à égalité de masse : ainsi, si l'on veut avoir la chaleur spécifique d'un corps solide, on élevera sa température d'un nombre quelconque de degrés, on le placera promptement dans la sphère intérieure, et on l'y laissera jusqu'à ce que sa température soit réduite à o, on recueillera l'eau, et cette quantité divisée par le produit de la masse du corps et du nombre de degrés dont la température primitive était au-dessus de o, sera proportionnelle à sa chaleur spécifique.

Quant aux fluides, on les enfermera dans des vases dont on aura déterminé la chaleur, et l'opération sera la même que pour les solides, à cela près qu'il faudra soustraire de la quantité d'eau fondue la quantité que la chaleur du vase a fait fondre.

Si on veut connaître la chaleur qui se dégage dans la combinaison de plusieurs substances, on les réduit toutes, ainsi que les vases qui doivent les renfermer, à o ; on met le mélange dans la sphère inférieure, et la quantité d'eau recueillie est la mesure de la chaleur qui a été dégagée.

Pour déterminer la chaleur de la combustion et de la respiration, comme le renouvellement de l'air est indispensable dans ces deux opérations, il est nécessaire d'établir une communication entre l'intérieur de la sphère et l'atmosphère qui l'environne ; et pour que l'introduction d'un nouvel air ne cause aucune erreur sensible, il faut

faire les expériences à une température peu différente de o, ou du moins réduire à cette température l'air que l'on introduit.

Pour déterminer la chaleur d'un gaz, il faut établir un courant par l'intérieur de la sphère, et placer deux thermomètres, l'un à l'entrée et l'autre à la sortie ; par les degrés comparés de ces deux instrumens, on juge du froid qu'ils prennent, et on évalue la glace fondue.

On trouvera dans le mémoire de *Lavoisier* et *Laplace*, recueil de l'Académie des sciences, année 1780, page 355, les résultats des expériences qu'ils ont faites.

I. *Le dernier examen de la chaleur est de la considérer comme agent chimique, et d'observer quels sont les moyens qu'on emploie pour l'appliquer aux corps.*

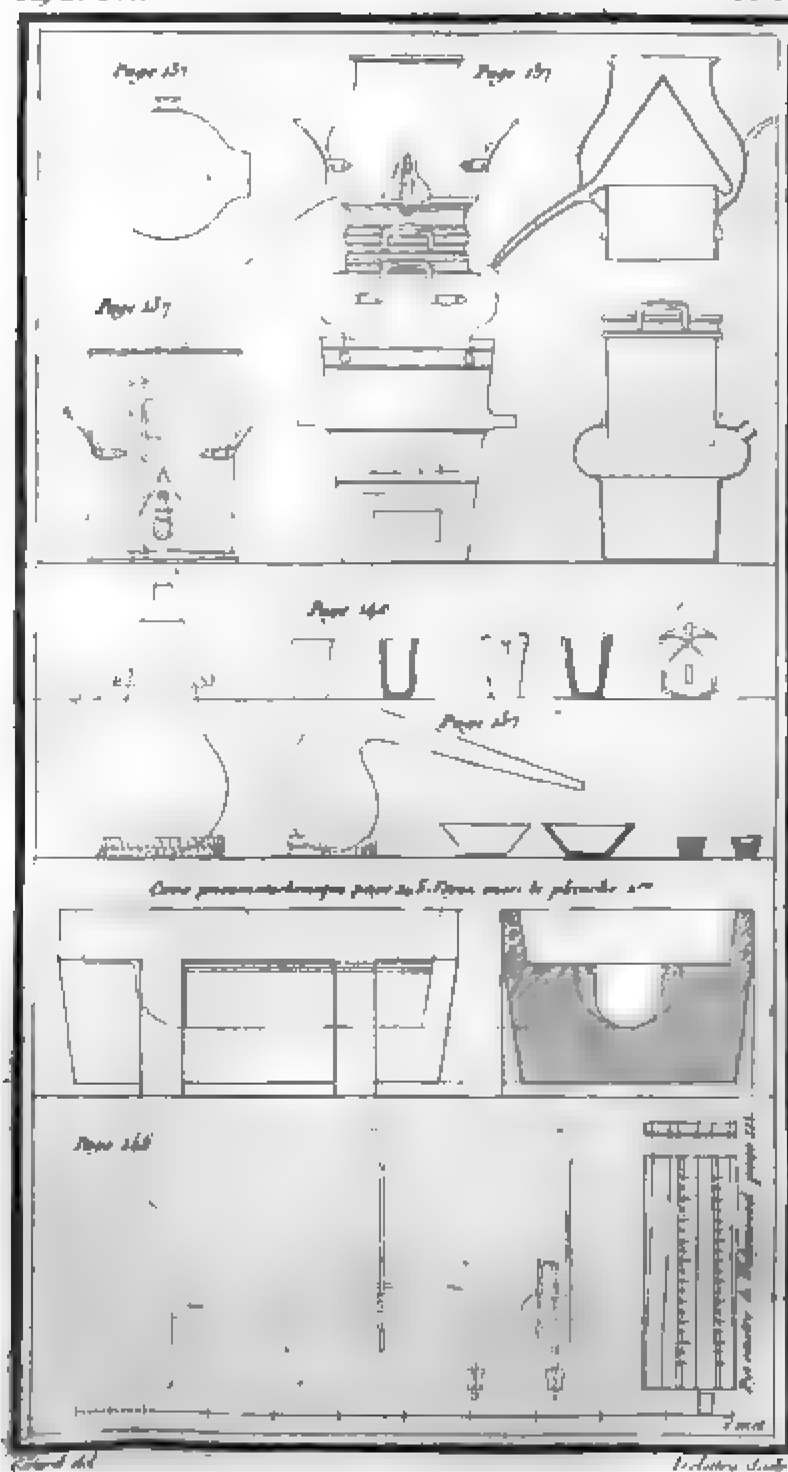
Les diverses altérations que la chaleur fait éprouver aux corps, sont employées par les chimistes pour parvenir, soit à décomposer, soit à combiner les différens produits naturels.

Les instrumens dont on se sert en chimie, pour appliquer le feu aux substances qu'on veut analyser, ont différentes formes et différens noms.

La chimie moderne en a réformé une infinité, qui ne servaient qu'à jeter de l'embarras et de la confusion ; nous nous bornerons ici à faire connaître ceux qui sont généralement adoptés.

Le feu étant le principal agent de presque toutes les opérations, on a différens fourneaux pour en modérer ou en augmenter l'action.

Le premier, et le plus simple, est le fourneau évapo-



Page 135 1er Vol

Planche 7

Page 135

Page 135

Page 136

Page 137

Page 137

Page 137

ratoire. Ce fourneau sert non-seulement aux évaporations, mais encore pour les digestions, les distillations, les dissolutions et toutes les opérations qui n'exigent que la chaleur nécessaire à l'ébullition de liquides : quelquefois on place les vaisseaux immédiatement au-dessus des charbons, et cela s'appelle travailler à feu nu; quelquefois on interpose du sable ou de l'eau; c'est ce qu'on nomme bain de sable et bain-marie.

Ce fourneau est composé d'un cendrier et d'un foyer; ces deux parties sont séparées par une grille qui supporte le combustible. On pratique ordinairement deux ou trois échancrures dans l'épaisseur des parois du fourneau, vers son bord supérieur, pour faciliter l'aspiration et la combustion.

Le second est le fourneau de réverbère : ce fourneau est nécessaire pour la distillation des matières qui ne peuvent se traiter qu'à la cornue, et qui exigent plus de chaleur. Ce fourneau est composé de quatre pièces : d'un cendrier destiné à livrer passage à l'air et à recevoir les cendres; d'un foyer séparé du cendrier par la grille (c'est dans cette pièce qu'est contenu le combustible); d'une portion de cylindre qu'on appelle laboratoire, parce que c'est cette partie qui reçoit les cornues employées aux travail ou à la distillation; ces trois pièces sont couvertes d'un dôme ou d'une portion de sphère percée vers son milieu par un trou qui livre passage au courant d'air, et forme la cheminée.

Pour le service de ce fourneau, on se sert de supports de différentes hauteurs; on en fait de toutes sortes de matières, avec le bois, avec des pierres, des briques, etc. En général, il faut que le chimiste sache tirer parti de

tout, et c'est à son industrie à suppléer aux objets qui manquent.

Le troisième, le fourneau de forge ou de fusion, est celui où le courant d'air est déterminé par un soufflet. Cendrier, foyer, laboratoire, tout est réuni ; et cet ensemble ne forme qu'une portion de cylindre percé vers l'angle inférieur, d'un petit trou où aboutit le tuyau d'un soufflet. On recouvre quelquefois cette partie d'une calotte ou dôme, pour concentrer plus efficacement la chaleur, et la réverbérer sur les corps qui y sont exposés.

Forge à trois vents. Cefourneau est composé d'un grand creuset dans lequel s'opère la combustion du charbon, et d'un revêtement extérieur qui sert à condenser l'air fourni par le soufflet.

Le grand creuset est à-peu-près semblable à ceux d'une verrerie, il se construit précisément de la même manière et avec la meme terre ; seulement, on le termine par un épais rebord, tel qu'on le voit dans la figure. Planche 7.

On pratique dans ce creuset trois trous à égale distance les uns des autres, et à 12 ou 15 centimètres du fond ; ensuite, on le place dans un cylindre de maçonnerie en brique, dont le diamètre intérieur est plus grand de quelques centimètres que celui extérieur du creuset, de manière à laisser entre eux un vide où arrive et se condense l'air; on fait reposer sur le sol le fond de ce dernier, et on en scelle les rebords, afin de ne laisser aucune issue à l'air qui arrive par un trou pratiqué dans le fond du cylindre où est aussi scellée la douelle du soufflet. Lorsque l'on veut donner un grand coup de feu, on recouvre la forge par un dôme de fourneau.

Le quatrième, appelé fourneau *Macquer* ou de coupelle, car il sert très-bien à cet usage, a, comme celui de fusion, un dôme et une chappe; il n'en diffère que par sa forme carrée, seulement un peu renflée par les côtés, et parce que son cendrier est couvert de toute part. Il sert très-bien de fourneau de coupelle, au moyen d'une petite porte demi-circulaire, pratiquée à quatre pouces au-dessus de la grille, qui est la hauteur à laquelle on place alors une mouffle sur des briques.

Il y a encore un grand nombre d'instrumens qu'il est également nécessaire de trouver sous sa main dans un laboratoire, tels que :

Des capsules de fer pour les bains de sable, des ballons, des matras, des ballons de rencontre, c'est-à-dire, qui puissent s'ajuster l'un dans l'autre.

Des alambics pour les distillations, savoir : un alambic de cuivre étamé avec son réfrigérant de cuivre, la chapelle en étain, une cucurbite d'étain qui entre dans celle de cuivre, pour faire servir celle-ci de bouilloire, quand on veut opérer au bain-marie : un serpentin, aussi d'étain; des alambics de verre avec leurs chapiteaux séparés, ou des cucurbites en grès avec des chapiteaux de verre.

On connaît encore d'autres vaisseaux distillatoires sous le nom de cornues. Elles sont de verre, de grès, de porcelaine ou de métal; on se sert de l'une ou de l'autre de ces matières, selon la nature des substances qu'on veut distiller.

De quelque nature que soit la cornue, la forme en est toujours la même, et elles ont toutes la figure d'un œuf terminé par un bec ou tuyau qui diminue insensiblement de largeur et un peu incliné. On adapte au bec de la cornue

un vase destiné à recevoir le produit de la distillation : c'est ce vase qu'on nomme récipient.

Dans certaines opérations, il se dégage une si prodigieuse quantité de vapeurs, qu'il est dangereux de les coercer : d'un autre côté, il y a un déchet considérable dans le produit. Pour obvier à ces inconvéniens, *Woulf* a imaginé un appareil aussi simple qu'ingénieux.

Comme tous les appareils que nous décrirons dans le cours de cet Ouvrage, seront faits d'après ces principes, je me dispenserai d'en donner une description particulière.

Dans les diverses opérations de chimie, il est nécessaire de garantir les cornues de l'action immédiate du feu, de coercer et de retenir des vapeurs expansibles, précieuses et souvent corrosives : c'est pour remplir ces vues, qu'on emploie différens luts.

La première condition qu'on exige de tout lut destiné à fermer les jointures des vaisseaux, est d'être aussi imperméable que le verre lui-même, de manière qu'aucune matière, si subtile qu'elle soit, à l'exception du calorique, ne puisse le pénétrer.

Premièrement, pour éviter que les cornues ne se cassent par l'action du feu, il faut avoir la précaution de les revêtir d'une chemise ou enveloppe de terre. A cet effet, on se sert avec avantage d'un mélange de terre grasse et de fiente fraiche de cheval : ou bien, on les trempe tout simplement dans de la terre à four délayée. On a soin d'en appliquer plusieurs couches.

On peut encore se servir, pour les cornues de verre, d'un lut composé avec une partie de plombagine ou carbure de fer, trois d'argile, et un peu de bouse de vache séchée et coupée très-menue : on forme avec ces trois

substances une pâte molle, et on en enduit les cornues. Ce lut résiste à un très-grand feu.

Lorsqu'il s'agit de s'opposer à la sortie des vapeurs qui rongent et corrodent, on se sert d'un lut appelé lut gras.

On prépare d'abord de l'huile de lin cuite, c'est-à-dire, de l'huile de lin qu'on a oxigénée et rendue siccative par l'addition d'un peu de litharge ou oxide de plomb demi-vitreux.

A cet effet, on met, dans une bassine de cuivre, 16 parties d'huile de lin avec 2 parties $\frac{1}{2}$ de litharge réduite en poudre fine et passée au tamis de soie; on place le vaisseau sur un fourneau, et on le chauffe assez pour que l'huile de lin puisse dissoudre la litharge. On agite sans discontinuer ce mélange avec une spatule de bois, jusqu'à ce que la litharge soit entièrement dissoute : alors, on ôte le vaisseau du feu, on le laisse un peu refroidir; et on conserve, dans une cruche bien bouchée avec un bouchon de liége, l'huile ainsi préparée.

Quand on veut faire du lut gras, on prend la quantité qu'on veut d'une bonne argile, on la lave, on la fait sécher, on la réduit en poudre fine qu'on passe à travers un tamis de soie : alors, on met dans un mortier de fer, ce que l'on veut de cette argile; on ajoute une suffisante quantité d'huile de lin cuite, 2 livres 5 onces d'huile oxigénée, et 6 livres 10 onces d'argile sèche, donnent 9 livres de lut; on pile fortement ce mélange, et longtems, jusqu'à ce qu'il soit exact et qu'il forme une pâte un peu solide, qui n'adhère point aux mains. On peut accélérer l'opération, en plaçant dans le mortier des charbons

allumés ; lorsque le mortier est suffisamment chaud, on y met l'argile, et l'on fait son lut comme il est indiqué.

Comme la chaleur ramollit ce lut, il a besoin en conséquence d'être contenu : le meilleur moyen est de le recouvrir avec des bandes de vessie ou de linge, imbibées de blanc d'œuf, et sur lequel on saupoudre de la chaux éteinte.

Dans beaucoup de circonstances, on emploie aussi le lut d'amandes. Ce lut est composé de la pâte d'amande, telle qu'elle est lorsqu'on en a extrait l'huile : on la réduit en poudre, et on la délaie avec un peu de colle d'amidon, et on pile le mélange dans un mortier.

Je ne saurais trop recommander de ne pas oublier que c'est de la manière de luter, de la patience, de l'exactitude qu'on y apporte, que dépendent tous les succès de la chimie moderne.

Voilà les vaisseaux dont on se sert le plus ordinairement avec le fourneau de réverbère. Examinons maintenant ceux que l'on emploie avec le fourneau de forge.

Ce fourneau est employé pour la fonte, la calcination des métaux, etc. On se sert, pour ces sortes d'opérations, de creusets. On entend par *creusets*, des vases de terre ou de métal, qui ont presque toujours la forme d'un cône renversé. Un creuset doit supporter la plus forte chaleur sans se fondre : il doit encore être inattaquable par tous les agens qu'on expose au feu dans ces vases. Ceux qui se rapprochent le plus de ces degrés de perfection, sont ceux de Hesse ou de Hollande ; mais, pour des expériences exactes, on doit, de préférence, se servir d'un creuset d'argent ou de platine.

On se sert encore de petites assiettes cuites de terre,

servant à calciner des mines et des matières métalliques : on nomme ce vaisseau *têt à rôtir*. Ces sortes de vaisseaux doivent être larges et plats, fort unis, afin de pouvoir ramasser commodément les oxides métalliques ou les poudres qu'on met dedans.

La *coupelle* est un petit creuset large et évasé, creusé à-peu-près en demi-sphère, et ayant la figure d'une coupe, d'où lui vient son nom. Cette espèce de creuset est fait avec des os de pieds de mouton calcinés, pulvérisés, passés au tamis de soie, et bien lavés. On pétrit cette poudre avec de l'eau, et on forme les coupelles dans un moule.

Je parlerai des autres vases et appareils chimiques, à mesure que j'aurai occasion de m'en servir. En rapprochant ainsi la description de leurs usages, on parvient à les faire mieux connaître.

CHAPITRE III.

Corps pesans, souvent gazeux, condition ou sujets de la combustion, Oxigène, Azote, *et* Hydrogène.

§. Ier.

De la Nomenclature des Gaz.

PRESQUE tous les corps de la nature sont susceptibles d'exister dans trois états différens; dans l'état de solidité, dans l'état de liquidité, et dans l'état de fluide élastique: ces trois états d'un même corps dépendent de la quantité de calorique qui lui est combinée. On désigne ces fluides élastiques sous le nom générique de *gaz;* ainsi, on doit distinguer dans toute espèce de gaz le calorique, qui fait, en quelque façon, l'office de dissolvant, et la substance qui est combinée avec lui, et qui forme la base.

Ce mot *gaz* est donc un nom générique qui désigne le dernier degré de saturation d'une substance quelconque par le calorique; c'est l'expression d'une manière d'être des corps, et afin de spécifier chaque espèce de gaz, on a emprunté un second nom de celui de sa base; ainsi, l'eau combinée avec le calorique, et dans l'état de fluide élastique, est appelée *gaz aqueux;* la combinaison de l'éther avec le calorique, *gaz éthéré*, qu'on

appelle aussi *vapeurs invisibles* ou *gaz non permanens*, car un abaissement de température les réduit à l'état liquide. On a aussi le gaz oxigène, le gaz azote, etc., qui sont des gaz permanens.

Les gaz peuvent dissoudre diverses substances, et former des gaz composés, tels sont avec l'oxigène,

le carbone.	qui produisent	le gaz acide carbonique;
le soufre.		le gaz acide sulfureux;
la base muriatique		le gaz acide muriatique, et muriatique oxigéné;
la base fluorique .		le gaz fluorique;
l'hydrogène avec le carbone . . .	produit	le gaz hydrog. carboné;
Id. avec l'huile	—	le gaz hydrog. huilé;
Id. avec le soufre	—	le gaz hydrog. sulfuré;
Id. avec le phosphore	—	le gaz hydr. phosphoré;
l'azote avec l'oxigène.	—	le gaz nitreux;
Id. avec l'hydrogène . . .	—	le gaz ammoniac.

§. II.

De l'existence de l'Eau dans les Gaz.

La question de savoir quels sont les gaz qui peuvent contenir de l'eau, soit à l'état hygrométrique, soit à l'état de combination, a été l'objet des recherches de MM. *Thenard* et *Gay-Lussac*.

Il parait, d'après ces chimistes, que le gaz fluo-borique (1)

(1) *Voyez*, pour sa préparation, *gaz acide fluo-borique*.

indique, dans les gaz, les plus petites quantités d'eau hygrométrique, et que ceux dans lesquels il ne se forme aucun nuage, n'en contiennent point.

De là résulte un moyen très-simple pour savoir quelles sont les substances qui peuvent enlever l'eau hygrométrique aux gaz : c'est de mettre ces substances successivement en contact avec chacun d'eux, sur le mercure, et de faire passer, au bout de quelque tems, un peu de gaz fluo-borique dans la cloche qui les renferme.

Les substances qui jouissent de cette propriété dans un degré très-marqué, sont, la potasse et la soude purifiées à l'alcool et fondues; la baryte et la strontiane provenant du nitrate de ces bases; la chaux vive; l'acide sulfurique concentré; l'acide fluo-borique liquide et concentré; l'acide nitrique concentré; l'acide phosphorique vitreux et l'acide arsenique desséché; tous les sels déliquescens, et sur-tout l'acétate de potasse, les muriate et nitrate de chaux; le muriate et le nitrate de magnésie; quelques sels non déliquescens, particulièrement le sulfate de chaux calciné; le gaz acide fluo-borique et le gaz acide muriatique.

Pour reconnaître quels sont, parmi les gaz solubles dans l'eau, ceux qui contiennent de l'eau hygrométrique et ceux qui n'en contiennent pas, MM. *Thenard* et *Gay-Lussac* ont préparé du gaz acide carbonique avec du marbre et de l'acide muriatique étendu d'eau (temp. 22 degrés cent.); on en a mêlé sur le mercure avec du gaz fluo-borique, et tout-à-coup il en est résulté d'abondantes vapeurs; mais toutes les fois qu'avant de faire le mélange de ces deux gaz, on a mis dans une cloche, et pendant quelques heures, le gaz acide carbonique en contact avec un peu de muriate

de chaux desséché, il ne s'est jamais produit la plus légère vapeur.

Il en a été de même avec le gaz oxide d'azote, avec le gaz acide muriatique oxigéné, et même avec le gaz acide sulfureux; par conséquent tous ces gaz contiennent de l'eau hygrométrique.

Les gaz qui sont extrêmement solubles dans l'eau, n'en contiennent point au contraire, et ne peuvent pas en contenir la plus petite quantité, parce qu'aussitôt qu'ils sont en contact avec l'eau, elle les absorbe sur-le-champ; tels sont sur-tout le gaz acide muriatique et le gaz fluo-borique.

Quant aux gaz, ils contiennent de l'eau intimement combinée: MM. *Thenard* et *Gay-Lussac* ont reconnu que le gaz acide muriatique était le seul qui contenait de l'eau combinée.

§. III.

Description des Appareils pneumato-chimiques ou hydro-pneumatiques.

Pour obtenir les gaz, on se sert d'un appareil appelé pneumato-chimique. Il consiste en une caisse ou cuve de bois, plus ou moins grande, doublée de plomb laminé, ou feuilles de cuivre étamé.

On distingue dans tout cet appareil la tablette de la cuve et le fond de la cuve. L'intervalle qui se trouve entre ces deux plans, est la cuve proprement dite. C'est dans cette partie creuse, qu'on remplit les cloches, on les retourne ensuite, et on les pose sur la tablette, de manière qu'elles correspondent à un petit trou que la tablette

présente dans le milieu. Ce trou est pratiqué au milieu d'une excavation, en forme d'entonnoir, qu'on fait à la surface inférieure de la tablette.

La cuve doit être remplie, de manière que la tablette soit toujours recouverte d'environ deux centimètres d'eau; elle doit avoir environ quatre décimètres de largeur et autant de profondeur. Cette quantité suffit pour les expériences ordinaires; mais il est des circonstances où il est indispensable de se donner un plus grand espace.

Les vaisseaux dont on se sert pour recevoir et pour contenir les fluides élastiques, sont des cloches de verre ou de cristal; et, pour les transporter d'un appareil à l'autre, on se sert de plateaux de verre, auxquels on a donné le nom d'*obturateurs*, ou de *plaques de verre*.

Lorsque les fluides élastiques, qu'on veut recueillir, sont susceptibles d'être absorbés par l'eau, on se sert de l'appareil au mercure.

Il est construit comme celui à l'eau; mais on opère dans le mercure. Comme le bois est perméable au mercure, il est à craindre, que si l'on s'en sert pour matière de la cuve, les assemblages ne se déjoignent, ou que le mercure ne s'échappe par les gerçures. Si l'on emploie le verre, la faïence ou la porcelaine, on doit avoir la crainte continuelle de les casser. Après avoir essayé différens moyens, *Lavoisier* s'est arrêté définitivement au marbre, qui n'offre aucun des inconvéniens attachés aux autres substances dont nous venons de parler.

§. IV.

Moyens généraux d'obtenir les Gaz.

Les gaz se produisent, 1°. en détruisant l'adhérence des molécules d'un solide ou d'un liquide par le moyen du calorique.

Tel est le procédé par lequel on obtient du gaz oxigène de plusieurs oxides métalliques, du muriate sur-oxigéné de potasse, du nitrate de potasse, etc.

Tel est même celui par lequel on obtient le gaz hydrogène en décomposant l'eau dans la dissolution du fer, du zinc, etc., par l'acide sulfurique étendu d'eau, par la distillation des matières végétales et animales, etc.

2°. En supprimant la pression de l'atmosphère de tous les liquides, tels que l'eau, l'alcool, l'éther, etc.

3°. En dissolvant un solide ou un liquide dans un gaz; tels sont les matières odorantes dans l'hydrogène, le soufre, le phosphore, etc.

Lorsqu'on dégage les gaz par le moyen du feu, on se sert d'une cornue : on adapte à l'orifice de cette cornue un tube recourbé, dont l'extrémité plonge dans l'eau, ou dans le mercure de la cuve pneumato-chimique, sous une cloche remplie du même fluide.

Si l'on dégage les gaz par le moyen des acides, on se sert de fioles, de bouteilles à une et à deux tubulures, et l'on y ajoute des tubes. A cet effet, on perce un bouchon de liége avec une lime, dite *queue-de-rat*, et l'on y introduit un tube de verre recourbé; on lute bien toutes les join-

tures. Ces appareils ne sont point dispendieux, et sont à la portée de tout le monde.

Si l'on veut faire passer les gaz d'un vaisseau dans un autre; il faut : 1°. que celui-ci soit plein d'eau ou de tout autre fluide plus pesant que l'air; 2°. que l'ouverture du vaisseau soit renversée, et couvre le trou de la tablette de la cuve : les choses ainsi disposées, on renverse pareillement le vaisseau qui contient le fluide gazeux, et on le fait descendre verticalement dans l'eau de la cuve, en supposant que ce vaisseau soit bouché comme un flacon, puis on le débouche dans l'eau, et on l'incline de manière que son goulot soit engagé sous l'excavation de la tablette. Le gaz ne tarde pas à s'échapper du flacon, et à passer dans le vaisseau destiné à le recevoir : il s'y élève sous la forme de bulles, qui vont crever au haut de ce vaisseau, et chasser à proportion le liquide dont il est rempli.

De quelque manière qu'on fasse cette opération, il est aisé de sentir la nécessité de l'excavation faite au-dessous de la tablette. Elle est destinée à retenir le gaz qui s'échappe de la cloche, et à diriger sa marche vers celle qui doit le recevoir. Sans cette excavation, le gaz qui s'échappe de la cloche se distribuerait dans toute l'étendue de la cuve, loin de se porter au lieu de sa destination.

Lavoisier et *Meunier* ont imaginé un instrument ingénieux, propre à mesurer le volume des gaz, auquel ils ont donné le nom de *gazomètre*.

Cet instrument dont on verra la construction dans l'ouvrage même de l'auteur, étant très-compliqué, perdrait considérablement dans l'extrait que je serais obligé d'en donner ici.

§. V.

De la manière de séparer les différentes espèces de Gaz, les unes des autres.

Supposons que l'on ait sous une cloche une quantité de différens gaz mêlés ensemble et contenus par du mercure : on doit commencer par marquer exactement avec des bandes de papier la hauteur du mercure; on fait ensuite passer sous la cloche une très-petite quantité d'eau, d'un pouce cubique, par exemple : si le mélange de gaz contient du gaz acide muriatique ou du gaz acide sulfureux, il y aura sur-le-champ une absorption très-considérable, parce que c'est une propriété de ces gaz d'être absorbés en grande quantité, par l'eau, sur-tout le gaz acide muriatique. Si le pouce cube d'eau, qui a été introduit, ne produit qu'une très-légère absorption, et à peine égale à son volume, on en conclura que le mélange ne contient ni gaz acide muriatique, ni gaz acide sulfureux, ni même de gaz ammoniac; mais on commencera dès-lors à soupçonner qu'il est mélangé de gaz acide carbonique, parce qu'en effet, l'eau n'absorbe de ce gaz qu'un volume à-peu-près égal au sien. Pour vérifier ce soupçon, on introduira sous la cloche de l'alcali caustique en liqueur : s'il y a du gaz carbonique, on observera une absorption lente, et qui durera plusieurs heures; l'acide carbonique se combinera avec l'alcali caustique ou potasse, et ce qui restera ensuite, n'en contiendra pas sensiblement.

On n'oubliera pas, à la suite de chaque expérience, de coller des marques de papier sur la cloche, à l'endroit où

répondra la surface du mercure, et de les vernir dès qu'elles seront sèches, afin qu'on puisse plonger la cloche dans l'eau, sans risquer de les décoller. Il sera également nécessaire de tenir note de la différence de niveau entre le mercure de la cloche et celui de la cuve, ainsi que de la hauteur du baromètre et du degré du thermomètre.

Lorsqu'on aura ainsi absorbé par l'eau et par la potasse tous les gaz qui en sont susceptibles, on fera passer de l'eau sous la cloche, pour en déplacer tout le mercure; on couvrira le mercure de la cuve d'environ deux pouces d'eau; puis, passant par-dessous la cloche une assiette plate, on la transportera sur la cuve pneumato-chimique à l'eau. Là, on déterminera la quantité d'air ou de gaz restant, en la faisant passer dans une cloche graduée. Cela fait, on en prendra différens essais dans de petites jarres, et par des expériences préliminaires, on cherchera à reconnaître quels sont à-peu-près les gaz auxquels on a à faire. On introduira, par exemple, dans une des petites jarres remplies de ce gaz, une bougie allumée : si la bougie ne s'y éteint pas, on en conclura qu'il contient du gaz oxigène; et même, suivant que la flamme de la bougie sera plus ou moins éclatante, on pourra juger s'il en contient plus ou moins que l'air de l'atmosphère. Dans le cas, au contraire, où la bougie s'y éteindrait, on aurait une forte raison de présumer que ce résidu est, pour la plus grande partie, du gaz azote. Si, à l'approche de la bougie, le gaz s'enflamme et brûle paisiblement à la surface, avec une flamme de couleur blanche, on en conclura que c'est du gaz hydrogène pur; si elle est bleue, on aura lieu d'en conclure que ce gaz est carbonisé. Enfin, s'il brûle

avec bruit et détonation, c'est un mélange de gaz oxigène et de gaz hydrogène.

On peut encore mêler une portion du même gaz avec du gaz oxigène : s'il y a vapeurs rouges et absorption, on en conclura qu'il contient du gaz nitreux.

Ces connaissances préliminaires donnent bien une idee de la qualité du gaz et de la nature du mélange ; mais elles ne suffisent pas pour déterminer les proportions et les quantités. Il faut alors avoir recours à toutes les ressources de l'analyse ; et c'est beaucoup que de savoir à-peu-près dans quel sens il faut diriger ses efforts. Supposons que l'on ait reconnu que le résidu sur lequel on opère soit un mélange de gaz azote et de gaz oxigène : pour en reconnaître la proportion, on en fait passer une quantité déterminée; 100 parties, par exemple, dans un tube gradué de 10 à 12 lignes de diamètre : on y introduit du sulfure de potasse dissous dans l'eau, et on laisse le gaz en contact avec cette liqueur : elle absorbe tout le gaz oxigène, et au bout de quelques jours, il ne reste que du gaz azote.

Si, au contraire, on a reconnu qu'on avait à faire à du gaz hydrogène, on en fait passer une quantité déterminée dans un eudiomètre de *Volta ;* on y joint une première portion de gaz oxigène, qu'on fait détoner avec lui par l'étincelle électrique ; on ajoute une seconde portion du même gaz oxigène, et on fait détoner de nouveau ; et ainsi, jusqu'à ce qu'on ait obtenu la plus grande diminution possible de volume : il se forme, dans cette détonation, de l'eau qui est absorbée sur-le-champ ; mais si le gaz hydrogène contenait du carbone, il se forme en même tems de l'acide carbonique, qui ne s'absorbe pas aussi

promptement, et dont on peut reconnaître la quantité, en facilitant son absorption par l'agitation de l'eau de chaux.

Enfin, si l'on a du gaz nitreux, on peut encore en déterminer la quantité, du moins à-peu-près, par une addition de gaz oxigène, d'après la diminution du volume qui en résulte.

Ces exemples généraux suffisent pour donner une idée de ce genre d'opération. L'analyse des gaz est un art avec lequel il faut se familiariser; mais comme ils ont la plupart de l'affinité les uns avec les autres, il faut avouer qu'on n'est pas toujours sûr de les avoir complettement séparés : c'est alors qu'il faut changer de marche et de route, refaire d'autres expériences sous une autre forme, introduire quelque nouvel agent dans la combinaison, en écarter d'autres, jusqu'à ce qu'on soit sûr d'avoir saisi la vérité.

§. VI.

Du Gaz oxigène.

Les deux propriétés qui caractérisent particulièrement l'oxigène, sont : 1°. de se combiner avec les substances qui sont inflammables ou combustibles; 2°. de communiquer l'acidité à certaines combinaisons qu'il forme.

Ce fluide a été découvert presqu'en même tems par MM. *Priestley*, *Schèele* et *Lavoisier*. Il a été nommé par le premier, *air déphlogistiqué*; par le second, *air empiréal*. *Lavoisier* lui avait d'abord donné le nom d'*air éminemment respirable*; ensuite *Condorcet*, secrétaire

et historien de l'Académie des Sciences de Paris, le nomma le premier *air vital*, parce que la première et la plus frappante des propriétés découvertes dans ce fluide, est son usage indispensable pour l'entretien de la vie ; enfin, les auteurs de la nomenclature méthodique ont adopté le mot *oxigène.*

Le nom d'oxigène est dérivé de deux mots grecs, ὀξὺς, acide, γείνομαι, j'engendre, parce qu'en effet une des propriétés les plus générales de cette base est de former des acides, en se combinant avec la plupart des substances. On appelle gaz oxigène la réunion de cette base avec le calorique. L'oxigène se trouve dans trois états, mais jamais isolé. Sous forme gazeuse, il est dissous dans le calorique, comme dans l'air atmosphérique ; sous forme liquide, comme dans l'eau ; et solide comme dans le nitrate de potasse et dans les oxides métalliques. Il est combiné avec différentes matières. Il ne faut cependant pas conclure de ce que l'oxigène donne l'acidité à un grand nombre de substances, que toute acidité en provient, même celle des acides muriatique, fluorique, boracique et prussique, aucune expérience n'a encore prouvé sa présence dans ces corps.

L'hydrogène sulfuré qui possède réellement les propriétés d'un acide, prouve directement que l'acidité n'est pas toujours due à l'oxigène.

On peut employer différentes substances, pour obtenir le gaz oxigène :

1°. L'oxide rouge de mercure, ou précipité *per se ;*

2°. L'oxide rouge de mercure, par l'acide nitrique ;

3°. L'oxide noir de manganèse, seul, ou arrosé d'acide sulfurique ;

4°. Quelques sulfates; et les nitrates, excepté celui d'ammoniaque;

5°. Le muriate sur-oxigéné de potasse;

6°. Les feuilles des plantes, exposées aux rayons solaires.

Il y a encore beaucoup d'autres substances, dont on peut extraire le gaz oxigène : nous en donnerons connaissance chaque fois que nous aurons occasion d'en parler.

Pour extraire le gaz oxigène du muriate sur-oxigéné de potasse, on prend la quantité que l'on veut de ce muriate bien desséché, on l'introduit dans une cornue de verre, ou de porcelaine; on y adapte un tube recourbé, qui va plonger dans la cuve pneumato-chimique, sous des cloches ou des flacons remplis d'eau. Lorsque l'appareil est bien monté, on échauffe la cornue, et l'on augmente peu-à-peu l'action du calorique, jusqu'à fusion parfaite du sel, alors le gaz oxigène se dégage.

Ce gaz est ordinairement très-pur.

On a encore un moyen très-simple de se procurer ce gaz.

On met dans une fiole à médecine trois parties d'oxide de manganèse réduit en poudre; on verse dessus de l'acide sulfurique concentré, environ deux parties, on adapte ensuite un bouchon de liége à l'ouverture de la fiole. Le bouchon est percé dans son milieu, et enfilé par un tube recourbé, dont une extrémité plonge dans la fiole, tandis que l'autre va s'ouvrir sous l'excavation de la tablette de la cuve pneumato-chimique. Tout étant ainsi disposé, on soumet le mélange à une douce chaleur. Le gaz oxigène se

dégage, et va prendre la place de l'eau contenue dans la cloche destinée à le recevoir.

Ou bien on prend de l'oxide de manganèse que l'on a pulvérisé, on l'introduit dans une cornue de grès que l'on pose dans un fourneau de réverbère; on adapte à la cornue un ballon tubulé, ou on la fait communiquer, au moyen d'un tube recourbé, à un flacon à deux tubulures, dans lequel on a mis un peu d'eau (il faut avoir attention que le tube ne plonge pas dans l'eau, à cause de l'absorption qui aurait lieu sur la fin de l'opération); aux deux autres tubulures, on adapte à l'une un tube droit, et à l'autre un tube doublement recourbé, qui va plonger dans une cuve pneumato-chimique. Le tube droit sert à prévenir l'absorption de l'eau de la cuve dans le flacon. L'appareil ainsi disposé, on chauffe d'abord très-doucement. L'air de l'intérieur de la cornue se dilate et passe, alors l'oxigène ayant plus d'affinité avec le calorique qu'avec le manganèse, se dégage, et on le recueille en forme de gaz au moyen d'une cloche remplie d'eau.

Le gaz oxigène obtenu de cette manière, contient toujours un peu de gaz azote.

Pour obtenir le gaz oxigène des feuilles des plantes, on remplit d'eau une cloche de verre, on passe dessous des feuilles, et l'on place la cloche dans un vase qui contient lui-même de l'eau. On expose cet appareil au contact des rayons du soleil, il se forme sur les feuilles de petites bulles d'air, qui se détachent, gagnent la partie supérieure des vases et en déplacent le liquide.

L'émission de l'air vital est proportionnée à la vigueur de la plante et à la vivacité de la lumière; mais l'émission directe des rayons du soleil n'est point nécessaire pour

déterminer la production du gaz : il suffit qu'une plante soit bien éclairée, pour qu'elle transpire du gaz oxigène.

Les propriétés générales de ce gaz sont, d'etre invisible, plus pesant que l'air atmosphérique, d'environ 6 centièmes. Un décimètre cube pèse à très-peu près 13,57 décigrammes; un mètre cube, 13,57 hectogrammes; le pouce cube, 0,50 de grain; le pied cube, 1 once 4 gros 12 grains.

Ce gaz joue un rôle important dans tous les grands phénomènes que la nature nous présente, tels que la respiration, la combustion et la végétation.

1°. *Il est le seul propre à la respiration.* Les animaux ne peuvent pas vivre sans le secours de l'air, c'est un fait généralement reconnu, et l'air ne sert à la respiration qu'en raison de l'oxigène.

Beaucoup d'expériences ont été faites pour reconnaître cette propriété de l'air, comparée au gaz oxigène. *Morozzo* mit successivement plusieurs moineaux adultes sous une cloche de verre qui plongeait dans l'eau, et qui fut remplie d'abord d'air atmosphérique et puis d'air vital; il observa que, 1°. dans l'air atmosphérique, le premier moineau vécut trois heures; le second, trois minutes; le troisième, une minute. 2°. Dans l'air vital, le premier moineau a vécu cinq heures vingt-trois minutes; le second, deux heures dix minutes; le troisième, une heure trente minutes; le quatrième, une heure dix minutes; le cinquième, trente minutes; le sixième, quarante-sept minutes, etc.

On a conclu de ces expériences, qu'un animal vivait plus longtems dans l'air vital que dans l'air atmosphérique; qu'un animal vit dans un air où un autre est mort; qu'indépendamment de la nature de l'air, il faut avoir égard à la constitution des animaux, puisque le sixième

a vécu quarante-sept minutes, et le cinquième, trente seulement; enfin, qu'il y a absorption d'air ou production d'un nouveau gaz que l'eau absorbe, puisqu'elle monte.

Il ne faut cependant pas regarder le gaz oxigène comme ayant plus de salubrité que l'air atmosphérique, puisqu'il use et détruit promptement nos organes lorsqu'on le respire pur. On ne peut donc pas conclure de l'expérience ci-dessus, que l'oiseau plongé dans un volume déterminé d'oxigène, vit plus longtems que celui plongé dans un même volume d'air atmosphérique, et cela doit être, l'air étant une combinaison d'azote et d'oxigène. Mais si l'on fournissait à ces deux oiseaux constamment de nouveaux gaz, de manière que l'un pût vivre dans l'oxigène, et l'autre dans l'air, celui nourri et vivant dans le gaz oxigène mourra le premier.

(Voyez pour la décomposition de l'air atmosphérique par la respiration, l'article *air atmosphérique.*)

2°. *Il est le seul propre à la combustion.*

Expériences qui lui garantissent cette propriété.

Si l'on remplit un tube de gaz oxigène, et qu'on y plonge une bougie allumée, au moment de l'immersion, la flamme de la bougie s'agrandira, et la lumière qu'elle répandra, aura tant de force et tant de vivacité, que l'œil aura de la peine à en soutenir l'éclat. La chaleur produite dans ces circonstances, a aussi beaucoup d'activité.

Cette expérience aura le même succès, si l'on plonge dans le tube rempli de gaz oxigène, un charbon allumé, ou des fragmens de bois que l'on aura allumés et éteints; si on les plonge subitement dans la cloche, ils se rallument.

Les physiciens se sont étudiés à présenter cette expérience sous différentes formes, et nous devons à *Ingenhousé* de l'avoir rendue de la manière la plus frappante et la plus agréable.

On prend un bout de fil de fer très-fin, tourné en spirale : on fixe l'une de ses extrémités dans un bouchon de liége, destiné à boucher une bouteille : on attache à l'autre extrémité de ce fil de fer un petit morceau d'amadou.

Les choses ainsi disposées, on remplit de gaz oxigène la bouteille; on allume l'amadou, puis on l'introduit, ainsi que le fil de fer, dans la bouteille, et on la bouche promptement.

Aussitôt que l'amadou est plongé dans le gaz oxigène, il commence à brûler avec beaucoup d'éclat; il communique l'inflammation au fer, qui brûle lui-même, en répandant de brillantes étincelles, lesquelles tombent au fond de la bouteille en globules arrondis, qui deviennent noirs en se refroidissant. Le fer ainsi brûlé, est plus cassant et plus fragile que ne le serait le verre lui-même : il se réduit parfaitement en poudre.

Lorsqu'on plonge une bougie allumée, ou tout autre corps, dans un tube rempli de gaz oxigène, on ne fait que présenter à ce gaz un corps qui a plus d'affinité avec la base de ce gaz, que cette base n'en a avec le calorique.

Lavoisier et *Ermann* ont soumis presque tous les corps connus, à l'action du feu alimenté par le seul gaz oxigène, et ont obtenu des effets que le miroir ardent n'avait pu produire.

A cet effet, on remplit une vessie de ce gaz, et on le dirige par le moyen d'un tube de verre ou de métal, sur un

charbon allumé que l'on a un peu creusé, afin de pouvoir contenir la substance sur laquelle on veut opérer.

Quant à la nature de ce gaz, nous n'examinerons pas les opinions différentes des physiciens. Les chimistes modernes pensent que tout fluide aëriforme est composé d'une base et de calorique. C'est donc cette base qui doit fixer notre attention.

Toutes les matières combustibles pourraient servir de moyen pour parvenir à cette connaissance; mais nous emploierons de préférence le phosphore, qui jouit éminemment de la propriété d'enlever au calorique la substance qui lui est unie, pour former le gaz oxigène.

Pour faire cette expérience, on prend une cloche de 5 à 6 litres de capacité, on la remplit de gaz oxigène sur de l'eau; on la transporte ensuite sur le bain de mercure, au moyen d'un obturateur; on introduit sous la cloche une capsule contenant du phosphore; on élève ensuite le mercure dans la cloche, à une certaine hauteur, par le moyen d'un siphon de verre qu'on introduit par-dessous la cloche, pour qu'il ne se remplisse pas en passant à travers le mercure, et avec un fer recourbé rougi au feu, on allume le phosphore.

La combustion du phosphore est extrêmement rapide, accompagnée d'une grande flamme et de beaucoup de chaleur. Dans le premier instant de la combustion, il se fait une dilatation considérable du gaz oxigène, occasionnée par la chaleur; mais bientôt après, le mercure remonte au-dessus de son niveau, et il y a une absorption considérable; à mesure que la combustion s'opère, l'intérieur de la cloche se tapisse de flocons blancs, légers,

qui ne sont autre chose que de l'acide phosphorique concret.

Pour faire cette expérience, on fait passer dans une cloche remplie de mercure, un peu de phosphore. Le phosphore, plus léger que le mercure, se place au haut de la cloche; on l'échauffe en passant tout autour de la cloche un charbon allumé. Lorsque le phosphore est fondu, on y fait passer le gaz oxigène. Aussitôt il y a une inflammation rapide; et si le gaz oxigène est très-pur, il n'y a aucun résidu, le mercure remonte jusqu'au haut de la cloche.

Ce procédé est très-bon pour reconnaitre la pureté de l'air, aussi l'emploie-t-on comme eudiomètre (Voyez *phosphore.*)

Si l'on fait cette expérience avec du gaz oxigène impur, ou mêlé d'un autre fluide élastique impropre à la combustion, le mercure ne remontera point jusqu'au haut de la cloche; il y aura un résidu.

Ce que nous avons dit du phosphore, nous pouvons le dire du soufre, du charbon, etc. Beaucoup de corps combustibles qu'on fait brûler dans le gaz oxigène, se convertissent en acide.

On comprend sous le nom de *combustibles*, toutes les substances susceptibles de se combiner plus ou moins rapidement avec le gaz oxigène; et d'en dégager le calorique sous la forme de chaleur ou de lumière. On les a distingués en deux classes : combustibles simples et combustibles plus ou moins composés.

Les combustibles simples sont ceux qui n'ont pu être jusqu'ici ni décomposés, ni reproduits, ou faits de toutes pièces. On ne connait pas leur nature intime. Ils se

rencontrent quelquefois isolés parmi les fossiles ou dans les composés organiques, et presque toujours combinés deux à deux.

Nous pouvons donc maintenant poser les quatre principes suivans, comme les résultats incontestables de tous les faits connus.

Ier. PRINCIPE. Il n'y a jamais de combustion sans oxigène.

IIe. PRINCIPE. Dans toute combustion, il y a absorption de la base du gaz oxigène.

L'oxidation des métaux par les acides, la combustion du soufre, du phosphore, du charbon, etc. par l'acide nitrique, sans doute dans tous ces cas il n'y a point de gaz oxigène; mais l'oxigène concret existe dans un des corps dont on fait le mélange, et c'est au passage de l'oxigène plus ou moins solide du corps qui le contient, dans celui qui en est privé, qu'est due la combustion.

IIIe. PRINCIPE. Le résidu de la combustion est toujours plus pesant que n'était le corps avant d'être brûlé.

Les métaux, en général, acquièrent plus de poids lorsqu'ils sont combinés avec l'oxigène; 100 parties de plomb donnent par la combustion 110 parties d'oxide. Le soufre donne plus d'acide sulfurique en poids, après sa combustion, qu'il ne pesait lui-même.

On a dit qu'il existait des substances telles que les huiles, l'alcool, le bois, l'éther, auxquelles la combustion enlève une grande partie de leur poids.

Il est certain que les corps combustibles, dont la matière inflammable est volatile, perdent beaucoup de leur

poids par la combustion ; mais cette perte n'existe véritablement qu'en apparence. Il est aisé de s'en convaincre, si l'on fait attention que ce qui reste fixe après la combustion, n'est pas le seul résidu du corps combustible ; et que tous ceux qui jouissent d'une volatilité, se changent, par la combustion, en fluides élastiques, qui se dissipent promptement : l'éther et l'alcool offrent des exemples de cette vérité.

L'augmentation de poids qu'acquiert le corps brûlé, est égale au poids de l'oxigène absorbé.

Lorsque le résidu de la combustion est fixe, il est aisé de s'en convaincre. *Lavoisier* a démontré, par des expériences très-exactes, que, si l'on opère l'oxidation des métaux, soit sous des cloches de verre, soit dans des vaisseaux fermés, dans des quantités connues d'air, l'oxigène de l'air atmosphérique est absorbé pendant l'oxidation, et que le métal oxidé acquiert autant de poids que l'air atmosphérique en perd par l'oxidation du métal.

IVe. PRINCIPE. Dans toute combustion, il y a dégagement de calorique et souvent de lumière.

Lorsque la combustion se fait par le contact de l'air, le corps qui brûle a plus d'affinité avec la base du gaz oxigène, que cette base n'en a avec le calorique. En vertu de cette affinité, cette base se fixe et se combine avec le corps incandescent : elle abandonne donc le calorique ; et le calorique devenu libre, produit de la chaleur, et cherche à se combiner avec les substances qu'il rencontre sur son passage.

D'après ces principes, il est aisé de se former une idée claire de ce qu'on doit entendre par combustibilité.

Les corps combustibles sont ceux qui ont la propriété de décomposer le gaz oxigène.

Il résulte donc que la chaleur réside éminemment dans le gaz oxigène qui sert à la combustion ; que plus il y aura d'oxigène absorbé dans un tems donné, plus forte sera la chaleur ; que le moyen de produire une chaleur violente est de brûler les corps dans l'air le plus pur ; que le feu et la chaleur doivent être d'autant plus intenses, que l'air est plus condensé ; que les courans d'air sont nécessaires pour entretenir et hâter la combustion ; c'est sur ce dernier principe qu'est fondée la théorie des effets des lampes à cylindre. Le courant d'air qui s'établit par le tuyau, renouvelle l'air à chaque instant, et en appliquant continuellement à la flamme une nouvelle quantité de gaz oxigène, on détermine une chaleur suffisante pour détruire la fumée. (Voyez *huiles fixes.*)

3°. *Action de l'oxigène sur les végétaux.*

Il existe une infinité de matières colorantes végétales qui doivent à la proportion variée de l'oxigène l'état différent de leurs couleurs. On sait en effet, que les racines blanches, exposées à l'air, y prennent des nuances de fauve, de brun, et même de noir; nous ajouterons la coloration des enveloppes de fruits, celle des feuilles qui deviennent vertes foncées, des écorces qui brunissent, des fleurs qui ne prennent de la couleur que lorsqu'elles sont épanouies. On retrouve encore cette action de l'oxigène sur les produits des végétaux, tels que les sèves, les sucs d'herbes, les huiles, les extraits, etc. Il est donc bien prouvé que l'oxigène combiné aux substances végétales, en change la couleur, que les proportions de ce principe font varier les

nuances des matières végétales colorées, que ces nuances suivent des espèces de dégradations depuis les couleurs les plus foncées jusqu'aux plus claires, et que l'extrême de celles-ci est la décoloration; enfin, que les matières végétales changent aussi de nature, et qu'elles se rapprochent d'autant plus de l'état résineux, qu'elles sont plus voisines de la couleur jaune.

§. VII.

De l'Air atmosphérique.

On appelle *atmosphère*, la masse d'air qui enveloppe la surface de la terre; elle jouit de différentes propriétés en vertu desquelles elle produit divers phénomènes appelés météores.

L'atmosphèree st composée de plusieurs substances; les unes naturellement à l'état de gaz, les autres tenues en dissolution par l'air.

L'air est une des matières naturelles sur laquelle la physique moderne, sur-tout chez les Français, a fait le plus de découvertes.

Les propriétés générales de l'air sont d'être fluide, invisible, insipide, inodore, pesant, élastique, incondensable en liqueur par le froid; d'avoir de l'affinité pour un grand nombre de substances, de se mouvoir avec une vitesse égale à celle de la rotation de la terre, ou avec des vitesses différentes à cette même rotation, et d'être facilement mis en vibration par des corps vibrans.

1°. Sa fluidité. L'air est fluide, puisque toutes ses parties, quelque petites qu'elles soient, peuvent se mouvoir indépendamment les unes des autres.

2°. Son invisibilité. La transparence de l'air est très-grande, puisque c'est à travers ce milieu que nous apercevons les objets les plus éloignés; cependant, outre les causes accidentelles, comme les nuages, les brouillards qui le rendent souvent plus ou moins opaque, il absorbe par lui-même une quantité de lumière, d'autant plus considérable, qu'il est en plus grande masse.

La couleur propre de l'air paraît être le bleu d'azur qu'on aperçoit au ciel lorsque le tems est beau; car cette couleur change d'intensité lorsqu'on s'élève à des hauteurs considérables, par lesquelles la masse d'air est sensiblement diminuée. *Saussure* vit, sur le Mont-Blanc, le fond du ciel presque noir, ainsi que doit paraître un espace qui ne transmet pas de rayons de lumière. Cet observateur, en se plaçant à l'ombre, aperçut dans le même lieu les étoiles en plein jour.

3°. Son insipidité. On n'est point d'accord sur cette propriété. Les uns accordent cette propriété à l'air; les autres la nient.

4°. L'air est parfaitement inodore. Si l'atmosphère présente quelquefois une sorte de fétidité, il faut l'attribuer aux corps étrangers appelés *miasmes* qui y sont répandus, comme on l'observe dans quelques espèces de brouillards ou de vapeurs.

5°. Sa pesanteur.

La pesanteur de l'air varie en raison de la température, de la pression et des matières étrangères qu'il contient.

Suivant les résultats de *Deluc*, le rapport entre les poids de l'air et de l'eau distillée à la température de la glace fondante, sous une pression moyenne de 28 pouces de mercure, est celui de 1 à 760; et d'après les expériences de *Lavoisier*, le pouce cube d'air, pris à 10° de *Réaumur*, pèse 0,46005 grains, et le poids d'un pied cube du même fluide est d'une once, 3 gros, 3 grains.

L'air pèse dans tous les sens.

Cette propriété a été la plus difficile à reconnaître. C'est à *Torricelli* et *Pascal* qu'on doit les principales expériences qui le prouvent, et la véritable explication de ces expériences.

Elever un liquide par une pompe, ou tout autre moyen, c'est établir une balance entre ce liquide et l'air qui l'environne. Les expériences ont fait observer qu'on ne peut élever l'eau à plus de 32 pieds, limite à laquelle l'eau s'arrête dans les pompes aspirantes, et dont *Galilée* avait déjà été frappé.

Torricelli, dès 1643, avait remarqué que si l'on remplit de mercure un tube de verre, d'environ huit décimètres de longueur (30 pouces), et scellé hermétiquement à l'une de ses extrémités, qu'on bouche l'autre avec un doigt, qu'on le plonge dans un bassin plein de mercure, et qu'on retire ensuite le doigt, le mercure contenu dans le tube n'en sort pas entièrement, mais se tient à environ soixante-seize centimètres (28 pouces) au-dessus du niveau du bassin.

La pression que l'air exerce de haut en bas sur la surface du bassin, contrebalance la pesanteur de la colonne de mercure, dont l'effet s'exerçant aussi du haut en bas,

se transmet latéralement aux portions de mercure qui environnent l'orifice inférieur du tube; car c'est une propriété caractéristique des fluides, que la pression exercée sur une de leurs parties se propage également et en tout sens à chacune des autres.

Si on ouvrait l'extrémité supérieure du tube, le mercure qu'il contient, poussé immédiatement par la colonne d'air qui lui correspond verticalement, et qui ne serait plus soutenue par la calotte du verre qui bouchait le tube, retomberait entièrement dans le bassin.

Autre preuve de la pesanteur de l'air : Deux hémisphères de cuivre, dont l'inférieur est garni d'une tige et d'un robinet, étant adaptés à la machine pneumatique; si l'on fait le vide dans leur intérieur, et que l'on ferme le robinet, on ne pourra plus les désunir qu'en employant une force considérable.

Une carte étant appliquée sur un verre rempli d'eau, si l'on retourne le verre, l'eau ne s'écoulera pas; preuve encore de la pesanteur de l'air.

La pesanteur spécifique diminue dans certains corps qu'on soumet à l'épreuve du vide.

L'expérience prouve cette assertion. On leste de plomb un petit morceau de liége, de manière que devenant plus pesant que l'eau, il descend au fond du vase : si on fait le vide, l'air se dégagera d'entre les parties du liége, et s'élevera en partie en bulles à travers la masse d'eau, mais une autre partie de l'air ne pouvant s'échapper, écarte les molécules du liége, et y est retenue; le volume du liége augmente donc : il devient alors moins pesant spécifiquement que l'eau, et il s'élève à la surface.

Quand on veut déterminer la proportion d'eau dissoute et suspendue dans l'air, on se sert d'un instrument appelé *hy romètre.*

On connaît trois manières de mesurer avec les hygromètres la quantité de vapeur d'eau contenue dans l'air : 1°. par l'augmentation de poids des substances hygrométriques; 2°. par la rotation de quelques-unes; 3°. par leur augmentation ou leur diminution de volume. (*Voyez* à l'article oxide d'hydrogène ou eau, le mot *hygromètre.*

6°. L'air est élastique.

L'air se comprime fortement et se rétablit promptement dans son premier état, dès que la cause qui le comprime vient à cesser. Un grand nombre d'expériences prouve la vérité de cette assertion.

1°. On peut, par une forte compression, le réduire à un quart de son volume.

En le comprimant brusquement dans un canon de fer, de cristal ou de cuivre, par le moyen d'un piston, il s'en dégage de la lumière, et une quantité tellement grande de calorique, qu'on parvient à allumer de l'amadou ou d'autres corps combustibles.

C'est d'après cette propriété que M. *Dumotiez* a construit ses briquets pneumatiques.

2°. On comprime dans un tube de verre recourbé l'air qui y est contenu, par le moyen du mercure.

3°. Le ballon rempli d'air, avec lequel les enfans jouent, et qui bondit en tombant sur un corps dur, en fournit encore la preuve. Il en est de même de la fontaine de compression et du fusil à vent. Une pomme flétrie, mise sous le récipient de la machine pneumatique, semble devenir fraîche quand on fait le vide; et lorsqu'on rend l'air, elle

reprend son premier état, preuve incontestable que l'air intérieur se dilate aussitôt que le corps est soumis à l'épreuve du vide, c'est alors le débarrasser du poids que l'atmosphère déploie contre lui.

Le poisson et l'oiseau démontrent encore l'élasticité de l'air. Le premier a reçu de la nature différens moyens d'agir : ces moyens physiques sont, la vessie qu'il resserre ou dilate à son gré; et, par ce double emploi, il monte et descend : sa queue, qui est très-musculeuse, lui sert à prendre un point d'appui contre l'eau.

L'air se dilate par le calorique.

Si l'on expose sur un fourneau, dans lequel on aura mis des charbons allumés, une vessie remplie d'air, l'air se dilatera au point de faire crever la vessie.

La dilatation de l'air par la chaleur, en prenant le degré de la glace fondante et celui de l'eau bouillante, pour limites de la température, a occupé, dans ces derniers tems, MM. *Gay-Lussac* et *Dalton*. Le premier est parvenu à déterminer non-seulement la dilatation de l'air entre les deux limites, mais même celle de divers autres gaz solubles ou non solubles dans l'eau. Il a trouvé que l'air se dilate dans le rapport de 100 à 137, 50, un peu plus que celui de 2 à 3. Il résulte que la dilatation entre les mêmes limites, est de $\frac{37,5}{100}$, ou de $\frac{80}{213,33}$ du volume primitif.

Quelques autres gaz insolubles se sont comportés de la même manière (1).

(1) *Annales de Chimie*, n°. 128.

Du mouvement de translation de l'air.

La terre a deux mouvemens, l'un de rotation, l'autre de translation. L'atmosphère qui environne la terre est entraînée avec elle dans chacun de ses mouvemens. Lorsqu'elle se meut uniformément avec la terre, l'air est calme; si son mouvement est plus vif ou plus lent que celui de la terre, ou si l'air suit des directions différentes, on éprouve l'influence des vents.

On attribue aux vents deux sortes de cause; les unes constantes, les autres inconstantes. Les causes constantes sont de deux sortes; 1°. l'attraction des corps célestes; 2°. la variation des températures. Les causes inconstantes sont en très-grand nombre; les principales sont, 1°. la différence de température sur l'eau et sur la terre par l'élévation des montagnes, la situation et la proportion des forêts, la culture ou l'inculture du pays; 2°. la dissolution de l'eau dans l'air et sa précipitation; 3°. la combustion, la calcination, la sublimation, la fusion, l'évaporation, la détonation par le feu des substances animales, végétales et minérales.

Les phénomènes produits par l'élasticité, la pression, l'affinité, le changement de température et la translation de l'air, sont la pluie, le serein, la rosée, les trombes, la neige, la gelée blanche, le givre et la grêle.

Le mouvement de vibration de l'air produit le son, sa vitesse et ses modifications.

Propriétés chimiques de l'air.

C'est en examinant l'influence de l'air dans la combustion et dans la respiration, qu'on a trouvé la preuve de sa composition.

Les recherches de *Bayen*, et sur-tout celles de *Lavoisier*, ont démontré que l'air n'était pas un corps simple; qu'un corps combustible ne pouvait brûler sans air, et qu'il ne servait à la combustion que jusqu'à concurrence d'une portion déterminée de sa propre substance; que cette portion, qui seule sert à la combustion, s'unissait au corps combustible, et formait avec lui un composé incombustible, oxide ou acide; que l'air, à quelque hauteur qu'il soit pris, contient du gaz acide carbonique, et qu'on peut démontrer sa présence en exposant de l'eau de chaux au contact de l'air, bientôt il se forme une pellicule, qui est la combinaison de l'acide carbonique avec la chaux.

Les expériences qui constatent les propriétés chimiques de l'air, sont celles que l'on emploie pour analyser ce fluide.

Si l'on prend une cloche de verre d'une certaine hauteur, et qu'on la renverse sur une soucoupe ou capsule à demi pleine d'eau, au milieu de laquelle on aura fixé une bougie, on verra bientôt la flamme se rétrécir et s'éteindre : l'eau de la soucoupe montera à-peu-près jusqu'au quart de la hauteur de la cloche en absorbant le gaz acide formé.

Cette expérience devient encore plus probante, si l'on place dans la capsule qui soutient la cloche, plusieurs bougies allumées, de différentes hauteurs, l'extinction des

bougies a lieu successivement, en commençant par celle qui a le plus de hauteur.

Ces expériences prouvent donc déja que l'air atmosphérique est composé de deux fluides élastiques; l'un, qui entretient la combustion, et l'autre, qui ne peut l'alimenter.

On voit que les matières combustibles peuvent servir à l'analyse de l'air par la propriété qu'elles ont d'absorber l'oxigène, en diminuant le volume de l'air.

L'air variant dans les proportions de ces deux principes, on a cherché à estimer avec certitude ces variations : de là est née l'*eudiométrie*, ou l'art de reconnaître la pureté de l'air par des instrumens nommés *eudiomètres*.

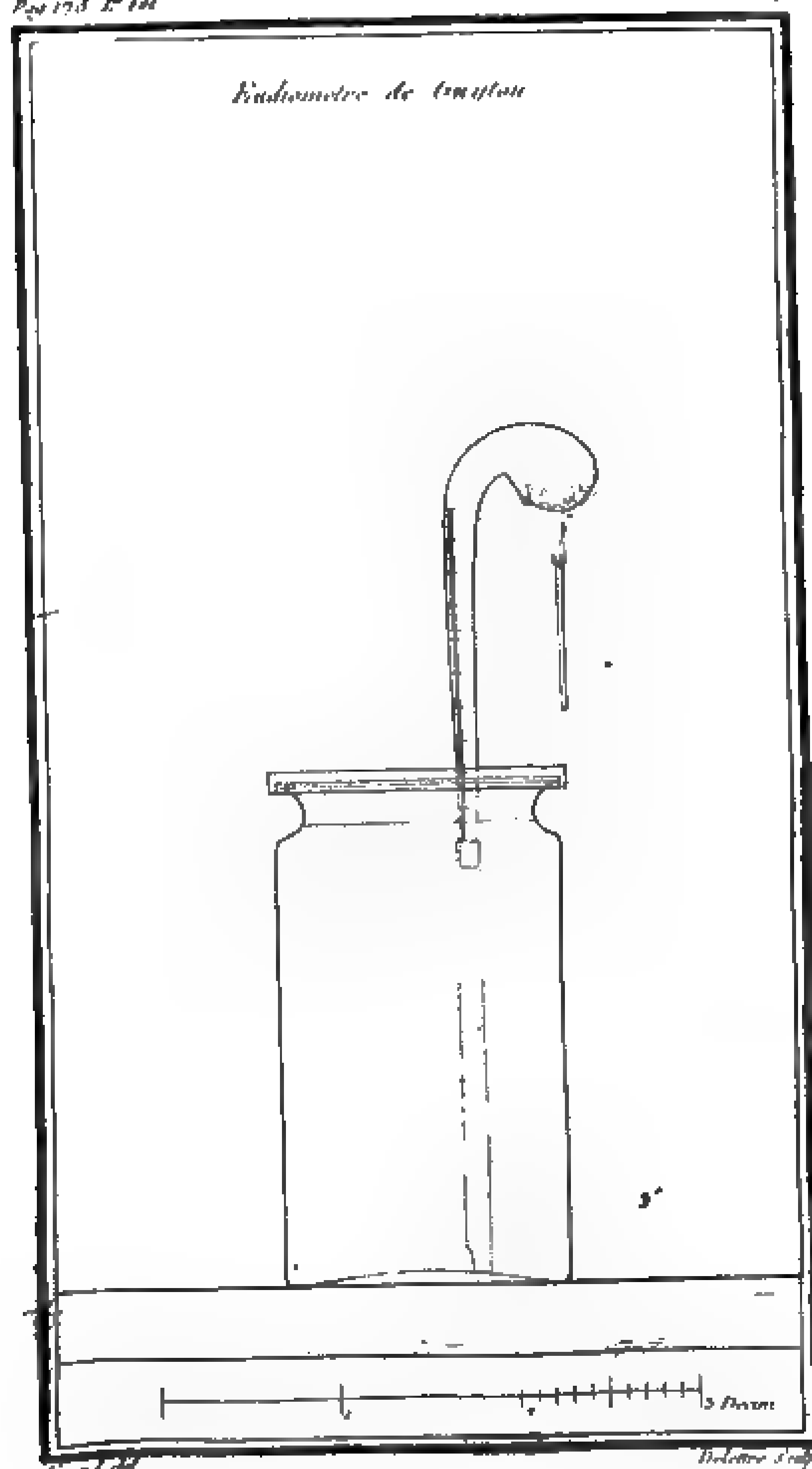
Pour avoir de véritables connaissances eudiométriques, il faut nécessairement, 1°. savoir quelles sont les substances qui sont favorables, et quelles sont celles qui sont nuisibles à la respiration; 2°. être en état de déterminer par des méthodes sûres, et à l'aide d'instrumens exacts, quels sont les principes qui entrent dans la composition des fluides respirables sur lesquels on opère.

Dans toutes les expériences eudiométriques, il faut avoir égard à la densité de l'air; on doit aussi tenir compte, 1°. de la pression de l'air; 2°. du changement de température; 3°. de l'augmentation ou de la diminution de l'air.

On peut diviser les eudiomètres en deux classes; 1°. faire agir les gaz sur l'air; 2°. se servir des solides et des liquides.

Celui à gaz, découvert par *Mayow*, confirmé par *Hales* et *Priestley*, consiste à employer le gaz nitreux.

Cette méthode a, depuis, été perfectionnée autant que


Eudiomètre de Guyton
3 Decim
Girard del
Delettre sculp

le comporte le principe qui lui sert de base, par MM. *Fontana*, *Ingenhouse*, *Landriani*, *Brezé*, *Magellan*, *Gay-Lussac*, etc.

M. *Volta* a imaginé un autre eudiomètre, fondé sur la détonation du gaz hydrogène. Tous ces eudiomètres indiquent seulement que le fluide sur lequel on opère, contient plus ou moins d'air vital que tel autre.

Schèele proposa les sulfures; M. *Guyton-Morveau* se servit de ce moyen pour son eudiomètre décrit dans le deuxième cahier du Journal de l'École polytechnique.

On met dans une cornue deux ou trois morceaux de sulfure alcalin, de la grosseur d'un pois; on la remplit d'eau; ayant l'attention de l'incliner pour faire passer dans le col tout l'air qui pourrait rester dans la bulbe; on bouche avec le doigt l'orifice de la cornue, et on la retourne dans la cuve pneumatique, pour y faire passer, à la manière ordinaire, le gaz à éprouver. En l'inclinant de nouveau et attentivement, en différens sens, on parvient facilement à en déplacer toute l'eau, et à faire rester le sulfure dans la bulbe.

Cela fait, on place la cornue verticalement, on en introduit le bout dans un tube de verre, qui doit toujours être sous l'eau, et l'on place sous la bulbe une petite bougie allumée.

La première impression de la chaleur dilate le fluide gazeux; et à mesure que le sulfure commence à bouillonner, l'eau remonte avec rapidité, et si l'air est pur, on a une absorption totale · si c'est de l'air ordinaire, il n'entre dans la cornue qu'une quantité d'eau, qui représente exactement le volume absorbé.

Plusieurs physiciens, et particulièrement *Lavoisier*,

Guyton-Morveau, *Fourcroy*, *Vauquelin*, etc., se sont aussi servis de la combustion du phosphore et du pyrophore, pour déterminer les proportions qui existent entre l'air vital et le gaz azote qui constituent l'atmosphère : ce qui fit soupçonner qu'on pourrait construire avec le phosphore des eudiomètres préférables à ceux qui existaient déja. M. *Séguin* suivit cette idée, et imagina l'appareil suivant, (*Voyez* l'eudiomètre de *Séguin* et celui de *Berthollet*. article *phosphore*).

M. *Davy* a fait connaître un nouvel eudiomètre, qu'il regarde comme plus commode et plus avantageux que tous ceux dont on a fait usage jusqu'à ce jour, sur-tout en ce que la quantité de gaz oxigène est absorbée plus complettement, et en moins de tems que par le phosphore et la dissolution de sulfure de potasse.

M. *Davy* emploie pour cela une dissolution saturée de muriate vert ou de sulfate de fer, dans laquelle il a fait passer du gaz nitreux. A mesure que cette dissolution absorbe le gaz, elle devient d'un vert olive foncé, et quand elle en est complettement imprégnée, elle paraît opaque et presque noire.

M. *Davy* croit que cette absorption est due à une simple attraction élective, parce que si on tient cette liqueur sous un récipient purgé d'air, le gaz reprend la forme élastique, et laisse la dissolution comme elle était auparavant.

Cette nouvelle substance eudiométrique n'exige d'autre appareil qu'un flacon pour contenir la liqueur, et un petit tube, plus large à l'extrémité ouverte, et dont la capacité soit divisée en cent parties.

On remplit ce tube de l'air qu'on veut éprouver; on le

plonge dans la dissolution, et on l'agite doucement, en le tenant perpendiculairement pour hâter l'absorption. En quelques minutes, la totalité de l'oxigène est condensée en acide par le gaz nitreux.

La dissolution du muriate vert, ainsi imprégnée, opère encore plus rapidement que celle du sulfate. Si l'on ne pouvait se procurer ces sels parfaitement purs, on pourrait employer le sulfate de fer ordinaire. Une dissolution modérément imprégnée est capable de prendre cinq à six fois son volume d'oxigène; mais on ne doit jamais la faire servir plus d'une fois.

MM. *Humboldt* et *Gay-Lussac* ont dirigé leur attention vers les moyens de perfectionner les procédés eudiométriques; ils ont reconnu, quoique le gaz nitreux parût le plus certain, qu'en combinant son action avec celle du sulfate de fer ou de l'acide muriatique oxigéné, et de la potasse, il peut indiquer avec beaucoup de précision la quantité d'oxigène contenu dans l'air.

Ces physiciens, ainsi que M. *Davy*, se sont assurés par des expériences exactes, que l'air était composé de 0,21 d'oxigène et 0,79 d'azote.

M. *Gay-Lussac* a fait depuis de nouvelles expériences, par lesquelles il montre comment on peut rendre l'usage du gaz nitreux pour l'analyse de l'air parfaitement sûr. Voyez *gaz nitreux*.

Cette proportion d'oxigène est aussi celle qui a été trouvée dans l'air apporté à M. *Beddoes*, de la côte de Guinée, et qui est parfaitement d'accord avec celles indiquées par les expériences de M. *Cavendish* à Londres, de M. *Berthollet* en Egypte et à Paris, et de M. *Marti* en Espagne.

L'utilité des résultats eudiométriques est encore illusoire en médecine, les effets de l'air, comme cause de maladie, ne tiennent pas à cette proportion, mais à des causes encore inconnues ou inappréciables. Des miasmes divers peuvent y être suspendus, dissous, transportés de manière à faire naître dans les animaux qui le respirent, des maladies ou des altérations plus ou moins grandes dans leurs liquides ou solides : outre cela, on trouve encore dans l'air une petite quantité de gaz acide carbonique.

Les végétaux ont aussi la propriété de décomposer l'air atmosphérique.

Si l'on expose des végétaux sous des cloches remplies d'air atmosphérique, ils s'emparent de l'oxigène de l'air, et il reste un fluide élastique impropre à la combustion et à la respiration.

Le même phénomène a lieu avec le phosphore, le sulfure de potasse et le pyrophore.

Si l'on expose pendant quelque tems sous des cloches, l'une ou l'autre de ces substances, et si l'on a soin de renouveler l'air de la cloche, à mesure que la quantité qu'elle renferme est décomposée, le phosphore passe à l'état d'acide phosphoreux, le sulfure devient sulfate, etc.

La respiration, comme le sulfure de potasse, décompose l'air commun. La respiration est une des plus importantes fonctions de l'animal ; elle consiste en deux opérations, *inspiration* et *expiration*. La respiration se fait chez la plupart des animaux, par le moyen des poumons. Cet organe consiste dans une membrane cellulaire extraordinairement mince. De cette membrane se forme une quantité considérable de cellules qui sont remplies d'air. On a

examiné les changemens que produit la respiration dans l'air et dans le sang.

1°. Dans l'air. On fait passer le gaz qui sort du poumon à travers l'eau de chaux, il en résulte un précipité.

2°. Si l'on reçoit ce gaz à travers la teinture de tournesol, elle rougira; et si l'on substitue de l'alcali pur à la teinture de tournesol, il deviendra effervescent.

Le gaz rendu par l'expiration est un mélange de gaz azote, d'acide carbonique et de gaz oxigène.

Quand l'acide carbonique est ainsi absorbé, il ne reste plus qu'un mélange de gaz azote et de gaz oxigène; le gaz nitreux y démontre ce dernier fluide.

Il y a donc absorption d'une portion d'air dans la respiration. Des physiciens ont prouvé que dans une heure on absorbait 360 pouces cubes de gaz oxigène. D'après les expériences de M. *Chaptal*, la déperdition n'est pas aussi forte.

2°. Dans le sang. L'air donne au sang une couleur vermeille. Si on expose du sang veineux noirâtre dans une atmosphère d'air pur, le sang devient vermeil à la surface. L'air qui a séjourné sur le sang, éteint les bougies et précipite l'eau de chaux.

D'après les expériences de *Hewson*, l'air injecté dans l'espace d'une veine, déterminé par deux ligatures, rend le sang plus vermeil.

Cigna et *Hewson* ont aussi observé que le sang qui revient du poumon est plus vermeil.

Si l'on expose du sang dans le vide, il y reste noir; et sitôt qu'il est exposé à l'air, il prend une couleur vermeille.

La couleur du sang est donc un effet du contact de

l'absorption et de la combinaison de l'oxigène avec le sang, et il parait, suivant l'opinion de M. *Josse* de Rennes, que l'eau et l'acide carbonique de l'expiration, proviennent de la transpiration pulmonaire et d'une partie de l'oxigène atmosphérique, effet indispensable de la décomposition de l'air dans les bronches du poumon.

Les phénomènes de la respiration sont donc les mêmes que ceux de la combustion.

Toutes ces différences prouvent que l'air est décomposé, puisque, d'un côté, on obtient un gaz impropre à la combustion : de l'autre, fixation du gaz oxigène dans les corps mis en contact avec l'air commun ; enfin, par l'acte de la respiration, un gaz particulier, qui forme de nouvelles combinaisons.

Les physiciens ne sont pas d'accord sur l'origine de l'acide carbonique. D'après *Lavoisier*, il se forme dans les poumons, par la combinaison de l'oxigène de l'air et du carbone du sang. Suivant d'autres, l'acide carbonique est tout formé dans le sang, et en est séparé au moment où il absorbe l'air.

S'il est vrai que l'air, sans être décomposé est absorbé par le sang, il faudrait admettre la dernière opinion. Les expériences de *Spallanzani* paraissent encore l'appuyer. Des vers fraîchement tués ont donné dans le gaz azote et dans le gaz hydrogène de l'acide carbonique, beaucoup plus même qu'avec l'air atmosphérique.

MM. *Allen* et *Pépys* ont fait des expériences sur la respiration, d'où il résulte que le volume de l'acide carbonique produit paraît être exactement semblable à celui de l'oxigène absorbé, et que par conséquent il n'est pas nécessaire de supposer la formation de l'eau dans la respiration ;

Que l'activité avec laquelle s'opèrent les phénomènes chimiques de la respiration, s'accroit lorsque les mouvemens respiratoires deviennent plus rapides;

Que lorsqu'on respire plusieurs fois le même air, de manière à en éprouver un sentiment de gêne, une partie de l'oxigène paraît être entièrement absorbée, sans être remplacée par l'acide carbonique;

Que l'on produit une plus grande quantité d'acide carbonique, en respirant le gaz oxigène, qu'en respirant l'air atmosphérique.

Ils ont cru aussi pouvoir évaluer à seize ou dix-sept pouces cubes la quantité d'air qui entre dans les poumons à chaque inspiration, chez un homme de taille moyenne âgé de trente-huit ans, et à dix-neuf le nombre des inspirations qui se font dans une minute. Ils ont évalué aussi à 0,08 ou à 0,085, la quantité de l'air inspiré, la quantité de l'oxigène converti en acide carbonique à chaque inspiration.

MM. *Allen* et *Pépys* ont encore présenté de nouvelles considérations sur la respiration de l'homme. (*Voyez* l'article *Transpiration*, dictionnaire de *Klaproth*, traduction française : *voyez* aussi le mot *Aspiration*, même ouvrage).

M. *Berthollet* a fait aussi quelques expériences sur cet objet (Mémoires d'Arcueil, 2e. vol.), d'où il résulte que, dans toutes les expériences, il y a eu diminution dans l'air; diminution qu'il attribue au gaz oxigène.

Pour ce qui regarde le gaz azote, il n'y a aucun indice de son absorption : toutes ces expériences paraissent en indiquer plutôt une légère augmentation.

M. *Berthollet* a aussi cherché à comparer les effets

que produit le sang : ce chimiste soupçonne que l'air n'éprouve pas la même altération au contact du sang, que dans la respiration.

Il y a beaucoup d'autres moyens de séparer la partie respirable de l'air de la partie non respirable.

On peut encore présenter ce phénomène à l'aide d'une substance métallique.

On prend une cornue de verre que l'on place sur un fourneau garni de son bain de sable ; on y introduit une quantité de mercure, par exemple, 4 onces : on adapte ensuite un tube recourbé, qui va s'engager sous une cloche placée dans le bain de mercure ; puis en suçant avec un siphon que l'on introduit sous la cloche, on élève le mercure, et l'on marque soigneusement la hauteur avec une bande de papier collée. Si l'on veut porter de l'exactitude dans l'expérience, il faut observer exactement le baromètre et le thermomètre.

Les choses ainsi disposées, on allume du feu dans le fourneau, et on l'entretient jusqu'à ce que la calcination du mercure ne fasse plus aucun progrès.

Supposons que le volume de l'air contenu dans les vaisseaux, réduit à une pression de 28 pouces et à 10 degrés du thermomètre, soit de 50 pouces cubiques environ, on trouve après l'opération 45 grains d'oxide rouge de mercure formé, et le volume de l'air réduit à 42 et 43 pouces, à pression et à température égales.

L'air qui reste après cette opération, n'est plus propre à la respiration ni à la combustion.

Si l'on introduit ensuite les 45 grains d'oxide rouge formé dans l'opération précédente, dans une très-petite cornue de verre, à laquelle on adapte un appareil propre

à recevoir les produits liquides et aériformes, sitôt que la cornue approche de l'incandescence, la matière rouge commence à perdre peu-à-peu de son volume, et disparait entièrement en quelques minutes : en même tems il se condense dans le récipient 41 grains $\frac{1}{2}$ de mercure coulant, et il passe sous la cloche 7 à 8 pouces cubiques d'un fluide élastique beaucoup plus propre que l'air de l'atmosphère, à entretenir la combustion et la respiration.

En réfléchissant sur les circonstances de cette expérience, on voit que le mercure, en s'oxidant, absorbe l'oxigène de l'air. La portion d'air qui reste, est ce fluide élastique, appelé *Azote.* L'air de l'atmosphère est donc composé de deux fluides élastiques de nature différente, et pour ainsi dire opposée. Les autres principes que l'analyse démontre dans l'atmosphère n'y sont qu'accidentellement, et leur existence n'y est pas nécessaire.

La preuve de cette importante vérité, c'est qu'en recombinant les deux fluides élastiques qu'on a ainsi obtenus séparément, c'est-à-dire, les 42 pouces cubiques de gaz azote et les 8 pouces cubiques de gaz oxigène, on reforme de l'air en tout semblable à celui de l'atmosphère.

C'est ainsi que *Lavoisier* a déterminé la proportion de gaz oxigène et de gaz azote qui entre dans la composition de l'air atmosphérique.

§. VIII.

Gaz azote.

Le gaz azote a été confondu pendant longtems avec de l'air gâté, de l'air altéré. On ne l'avait examiné que dans les résidus d'air commun qui avait servi à la combustion. On le connaissait sous les noms d'*air phlogistiqué*, d'*air méphitique*, de *moffette atmosphérique*. *Chaptal* avait proposé celui de *gaz nitrogène*; quelques savans étrangers lui avaient donné le nom de *septon;* les auteurs de la nomenclature méthodique ont déduit le nom de sa base de la propriété qu'a ce gaz de priver de la vie les animaux qui le respirent, ils l'ont nommé *azote*, de l'α privatif des Grecs et de ζωὴ, vie. Fondu dans le calorique, ce fluide porte le nom de *gaz azote.*

On connaît plusieurs moyens également propres à obtenir le gaz azote.

1°. Le sulfure de potasse, employé par *Schèele.*

On prend du sulfure de potasse, on le dissout dans l'eau, on remplit de cette dissolution le huitième d'une grande bouteille, le reste est plein d'air atmosphérique; on la bouche bien, et on la tient renversée, l'ouverture, en bas, est plongée dans un autre vase plein d'eau, pour intercepter toute communication avec l'air atmosphérique. Après quelques jours, le sulfure a absorbé tout l'oxigène de l'air, il ne reste plus que du gaz azote. Pour l'obtenir pur, l'on débouche le flacon sous l'eau; une quantité égale au gaz oxigène absorbé, monte dans la bouteille, on lave

bien le gaz en le faisant passer au travers de l'eau pure et l'agitant.

2°. En traitant par l'acide nitrique, d'après M. *Berthollet*, la chair musculaire, ou la partie fibreuse du sang, bien fraîche et bien lavée; car si elle commence à être altérée par la fermentation, elle fournit une plus grande quantité d'acide carbonique mêlé avec le gaz azote.

A cet effet, on coupe par morceaux de la chair musculaire; on l'introduit, soit dans une cornue, soit dans une fiole ou matras; on verse dessus partie égale d'acide nitrique, de 15 à 20 degrés, on adapte un tube recourbé à la cornue ou à la fiole, et on lute. On pose l'appareil sur un bain de sable, et on fait passer le tube sous une cloche dans l'appareil hydro-pneumatique; la cuve à l'eau peut aussi servir, puisque ce gaz est insoluble dans l'eau, et sur-tout quand on ne fait pas d'expériences exactes, ou de recherches.

Phénomènes. La chair musculaire étant composée d'hydrogène, d'oxigène, d'azote et de carbone, contient surtout une grande quantité d'azote; l'acide nitrique se porte sur les principes hydrogène et carbone, forme une graisse, tandis que l'azote ayant une grande affinité pour le calorique, se dégage. L'on peut s'assurer que le gaz obtenu de cette manière, provient réellement de la chair musculaire, et non de la décomposition de l'acide nitrique, en partageant l'acide nitrique en deux parties; employer la première pour obtenir l'azote, et conserver l'autre. Si, après l'opération, on fait dissoudre dans l'eau le résidu, et qu'on ajoute à cette dissolution, ainsi que dans la deuxième partie d'acide nitrique que l'on a conservée, une même quan-

tité de potasse, on obtient dans l'une et dans l'autre la même quantité de nitrate de potasse. On pourrait peut-être objecter que la saturation d'une même quantité de potasse ne prouve pas qu'il n'y ait pas d'acide nitrique de décomposé, car il se forme de l'acide acétique, et d'autres corps susceptibles de saturer la potasse.

3°. M. *Fourcroy* a observé que les vessies natatoires des carpes contiennent du gaz azote. Mais M. *Biot*, dans ses voyages sur les côtes d'Espagne, et depuis M. *La Roche*, ont trouvé que la pureté de l'air dans ces vessies dépendait de la hauteur où le poisson a l'habitude de nager; de manière que les vessies que le premier physicien a examinées, contenaient, les unes beaucoup de gaz oxigène, d'autres du gaz azote, mais point en état de pureté absolue, l'un sans l'autre. (*Mémoires d'Arcueil*, 1er. *et* 2e. *vol.*)

4°. En exposant un mélange de fer et de soufre, pétris ensemble avec de l'eau, sur du mercure, dans l'air atmosphérique. On ne peut regarder ce procédé comme exact, car il se dégage en même tems du gaz hydrogène, provenant de la décomposition de l'eau.

5°. Par l'oxidation des métaux, la combustion du phosphore, etc. (*Voyez* la leçon sur l'*air atmosphérique*.)

6°. La décomposition des substances animales et végétales, les feuilles des plantes, etc.

Toutes ces substances décomposent l'air atmosphérique; le résidu est le gaz azote, mais jamais pur.

Caractères de ce Gaz.

Point de saveur sensible, odeur fade comme animale: sa pesanteur est un peu moins grande que celle de l'air

atmosphérique, elle est dans le rapport de 985 à 1000 environ. Les plantes vivent dans cet air et y végètent librement; il se mêle avec les autres gaz, sans s'y combiner.

La lumière n'a aucune action sur ce gaz. Il se dilate par le calorique dans un rapport analogue à l'air atmosphérique, mais sans changer de nature. Il n'est absorbé ni par l'eau, ni par les acides, ni par les alcalis. Cependant, M. *de Marti*, chimiste espagnol, a annoncé que, par l'agitation, on pouvait faire absorber à l'eau une assez grande quantité de ce gaz; cette eau azotée est alors très-propre à absorber le gaz oxigène de l'air atmosphérique, et peut, par conséquent, servir d'eudiomètre. (*Voyez* la lettre de M. *Biot*, *Annales de Chimie*, tom. 61.)

Le gaz azote n'altère en aucune manière les couleurs végétales quelconques. Il est nuisible à la combustion et à la respiration.

Il est aisé de s'en convaincre, en plongeant une bougie allumée dans un tube cylindrique rempli de ce gaz; la lumière s'éteint subitement. Les animaux qu'on y plonge y périssent. Ce gaz n'est point acide. Si l'on met ce gaz en contact avec l'eau de chaux et la teinture de tournesol, ces corps ne changent pas de nature; le gaz azote n'a pas d'action sur eux.

Du mélange du gaz azote et du gaz oxigène, il résulte de l'air atmosphérique. A cet effet, on fait passer sous une cloche remplie d'eau, 0,79 de gaz azote sur 0,21 de gaz oxigène. Si l'on plonge une lumière dans le fluide résultant de l'expérience, elle se comportera comme dans l'air atmosphérique. Si l'on ajoute du gaz azote à l'air atmosphérique, il le rend très-dangereux pour les animaux, lorsque sa

proportion excède le tiers de ce qui en existe déja dans cet air.

Respiré dans un mélange au-dessous de cette proportion dernière, il diminue l'activité, l'irritabilité et la chaleur vitale.

Lorsque les quantités d'un mélange de ces deux corps gazeux sont tellement proportionnées que le gaz oxigène en fait les 0,7, et le gaz azote les 0,3, en poids, en les exposant à des étincelles électriques, l'un des gaz, ou les deux gaz, perdent leur forme élastique, se fixent l'un par l'autre, s'unissent de manière à former une espèce d'acide, connu sous le nom d'*Acide nitrique.* On favorise la formation de cet acide, en ajoutant de la potasse.

L'azote peut encore se combiner avec l'oxigène dans une autre proportion. Cent parties d'azote et 58,7 parties d'oxigène forment le gaz oxide d'azote.

L'azote s'unit aussi au soufre. (*Voyez* l'article *Soufre*).

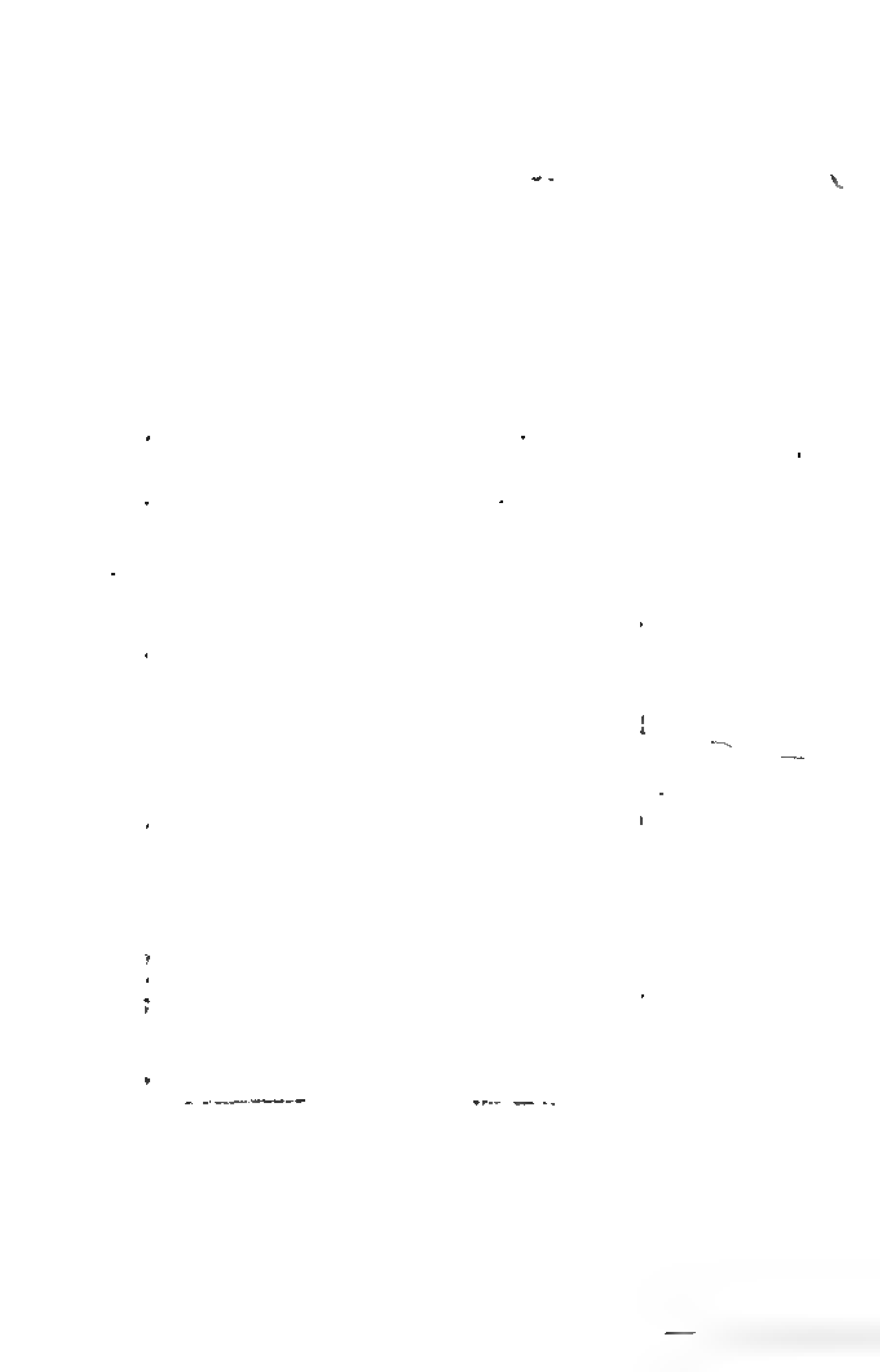
Outre la constitution de l'atmosphère à laquelle l'azote contribue, il entre comme principe dans l'acide nitrique, dans l'ammoniaque, dans les matières animales, et même dans quelques substances végétales.

M. *Davy* croit l'azote composé d'oxigène et d'hydrogène.

§. IX.

Gaz hydrogène.

L'hydrogène est un des principes constituans des substances végétales et animales. Il existe abondamment dans la nature, et son influence sur les phénomènes du globe est aussi étendue qu'intéressante : sa nature n'est pas connue.



Appareils pour obtenir le gaz hydrogène

Pag. 189

Page 189

Page 189

Décomposition de l'acide carbonique page 201.

1 Mètre

Delettre sculp.

Ce corps combustible a assez d'affinité avec l'oxigène pour l'enlever au calorique et pour décomposer l'air, ou le gaz oxigène : l'hydrogène a lui-même une telle affinité avec le calorique, qu'à moins qu'il ne soit engagé dans une combinaison, il est toujours dans l'état aériforme, ou de gaz, au degré habituel de pression et de température dans lequel nous vivons.

On a donné à ce corps, l'un des principes de l'eau, celui d'hydrogène, c'est-à-dire, principe régénérateur de l'eau, de ὕδωρ, eau, et de γείνομαι, j'engendre; et l'on appelle *gaz hydrogène* la combinaison de ce principe avec le calorique.

La décomposition de l'eau produit toujours le plus pur.

A cet effet, on fait passer un canon de fusil à travers un fourneau, ayant soin de l'incliner par la partie la plus étroite. On ajuste, à l'extrémité supérieure, un tube recourbé *A*; et l'autre extrémité est terminée par un tube *B*, qui va plonger sous une cloche dans la cuve pneumato-chimique. L'appareil ainsi disposé et bien luté, on fait rougir le canon du fusil : lorsqu'il est bien rouge, on verse goutte à goutte de l'eau par le tube *A*, l'eau coule à travers, et sitôt qu'elle est en contact avec le canon de fusil, elle se décompose, le fer s'empare de l'oxigène, et l'hydrogène se dégage à l'état de gaz, par le tube *B*.

Ce gaz s'obtient encore en versant de l'acide sulfurique étendu d'eau ou de l'acide muriatique sur de la limaille de fer ou de zinc..

On prend une fiole à médecine, un petit matras, ou un flacon à deux tubulures, dans lequel on a mis de la limaille

de fer ou de zinc, ou bien de la tournure de fer, 3 onces, on verse dessus de l'acide sulfurique 7 onces, et 27 onces d'eau, que l'on a préalablement mêlée à l'acide : on adapte ensuite un tube recourbé que l'on fait plonger sous une cloche.

Sitôt que l'acide sulfurique est en contact avec le fer, il s'excite une vive effervescence ; une partie de l'eau contenue dans l'acide se décompose à cause de l'affinité qu'a l'acide sulfurique pour le fer ; son oxigène se porte sur le métal, et l'oxide tandis que l'hydrogène se dégage. Les doses ci-dessus donnent un pied cube de gaz hydrogène, qui équivaut à 35 pintes, ou 32,06 litres environ.

Le manganèse et l'arsenic métal ont aussi la propriété de favoriser la décomposition de l'eau.

La simple distillation des végétaux, la putréfaction animale et la fermentation végétale en fournissent aussi : mais ce gaz est très-impur, on ne peut même en séparer les substances différentes qui l'altèrent.

Voici les expériences qui caractérisent ce gaz. Odeur désagréable, invisible, élastique, sa légèreté varie depuis 6 jusqu'à 13, et même 14 fois plus que l'air atmosphérique. Un pied cube de gaz hydrogène pèse, d'après *Kirwan*, 72 grains, tandis que le pied cube d'air pèse 720 grains. C'est sur cette propriété du gaz hydrogène qu'est fondée la théorie des aérostats. Il s'allume et brûle plus ou moins tranquillement sans bruit, avec une flamme blanche lorsqu'il est très-pur. Ce gaz n'est pas propre à alimenter la combustion : l'expérience va le démontrer. Après avoir fait passer du gaz hydrogène dans une cloche remplie de mercure, on y introduit une petite capsule, dans laquelle on

a mis de l'amadou et un peu de phosphore; on porte sur le phosphore, en le passant à travers le mercure, un fer recourbé que l'on a fait rougir au feu.

Le phosphore, touché du fer chaud, se fond à l'instant; mais il n'y a aucune inflammation.

Le gaz hydrogène se dégage quelquefois abondamment de la surface de la terre, s'élève dans les régions supérieures de l'atmosphère, s'y rassemble en masses plus ou moins considérables, qui, par leur inflammation plus ou moins subite, rapide ou successive, produisent les divers météores lumineux comme les éclairs, la foudre, les aurores boréales, les globes de feu, les étoiles tombantes, filantes, etc. M. *Gay-Lussac* (Voyage aérostatique) assure qu'on ne trouve pas de gaz hydrogène dans l'atmosphère.

Gaz hydrogène, en contact avec l'air atmosphérique.

On remplit une cloche de gaz hydrogène; on la retire de la cuve pneumatique, et on lui présente, sur-le-champ, une bougie allumée.

Le gaz s'allume; on voit la flamme descendre successivement dans la bouteille.

Il y a plusieurs autres moyens de présenter cet effet.

On met dans un flacon à deux tubulures de la limaille de fer; on ajuste à ce flacon un tube de verre terminé par un tuyau capillaire, on verse par la deuxième tubulure, de l'acide sulfurique affaibli. Au moment où le gaz se dégage, on présentè une bougie allumée, le gaz s'enflamme, et forme ce qu'on appelle la *chandelle philosophique de Polinière.*

On peut encore faire cette expérience d'une autre manière. On remplit de gaz hydrogène une grande cloche de verre, portant à sa tubulure un robinet surmonté d'un ajutage droit ou courbé; on comprime le gaz en abaissant la cloche au-dessous du niveau de l'eau dans la cuve; on ouvre alors le robinet, et l'on présente une bougie allumée à l'extrémité de l'ajutage; le gaz s'allume.

Ou bien l'on prend une vessie ficelée sur un robinet, ou plus simplement sur un petit tube de verre, et dont on fait sortir le gaz en la pressant; le même phénomène a lieu.

Ces expériences font voir que le gaz hydrogène qu'on ne peut allumer, tandis qu'il est seul, jouit de cette propriété, lorsqu'il a le contact de l'air atmosphérique.

Gaz hydrogène mêlé avec l'air atmosphérique.

On remplit une bouteille d'air atmosphérique et de gaz hydrogène, de manière qu'il y ait environ les deux tiers d'air atmosphérique, et on lui présente une bougie allumée.

On ne voit plus descendre la flamme par degrés dans la bouteille. L'inflammation est subite, et accompagnée d'une véritable explosion. On opère cette combustion à l'aide de l'étincelle électrique, dans l'appareil de *Volta*, on détermine la pureté de l'air par la quantité de résidu.

Gaz hydrogène et gaz oxigène.

On fait passer sous une cloche 0,13 en poids de gaz hydrogène, et 0,87 de gaz oxigène, on allume ensuite le

mélange, ou bien 2 parties de gaz hydrogène contre une de gaz oxigène en mesure.

L'inflammation est totale et instantanée, et la détonation très-violente.

On a appelé le mélange de ces deux gaz *air tonnant.*

Si l'on excite au milieu du mélange une décharge électrique, et si l'on fait cette expérience dans des vaisseaux clos au-dessus du mercure ou de l'eau, il ne reste presque plus rien; ils sont tous les deux convertis par la combinaison intime des deux bases, oxigène et hydrogène, en eau pure qui correspond au poids total des deux fluides combinés.

Si l'on insuffle, par le moyen d'une vessie, du gaz hydrogène pur dans l'eau de savon, si l'on présente aux bulles qui se forment une bougie allumée, la combustion n'est que successive et sans bruit.

Mais si la même expérience est faite avec le gaz hydrogène, mêlé avec du gaz oxigène, il y a une forte détonation.

L'énergie de ce bruit ne vient que de la justesse du mélange qui se brûle alors en entier, et produit un vide complet.

Le gaz hydrogène est impropre à la respiration.

Prenez une cloche de verre; remplissez-la de gaz hydrogène, plongez ensuite un oiseau ou un animal quelconque dans la cloche, et couvrez pour empêcher l'évasion du fluide.

On voit l'animal éprouver sur-le-champ des convulsions

violentes et périr dans très-peu de tems. Cependant on peut le respirer sans danger. *Schèele*, et plusieurs autres chimistes l'ont prouvé : si les animaux y périssent, c'est plutôt par défaut de gaz oxigène, que par l'impression funeste de ce gaz.

Le gaz hydrogène se mêle sans contracter d'union avec le gaz azote. Mais toutes les fois que l'hydrogène trouve l'azote en proportion convenable, et que l'un et l'autre tendent à se dégager d'un composé solide ordinairement complexe, dont ils faisaient tous deux parties constituantes, ils s'unissent intimement et forment l'ammoniaque.

CHAPITRE IV.

Corps dispersés dans l'intérieur du globe.

§. Ier.

Du Carbone pur ou Diamant, de l'Oxidule de carbone, et de l'Oxide de carbone.

On trouve le diamant en parties arrondies ou roulées, jamais d'un grand volume, globuleux, en cristaux cubiques, octaèdres ou dodécaèdres, quelquefois le dodécaèdre forme trois plans très-obtus, forme secondaire, très-transparent lorsqu'il n'est pas encroûté, réfraction simple, d'un gris pâle, tournant souvent au jaune, quelquefois au citron, au vert, au bleu, d'autres tirant au brunâtre : le plus beau est sans couleur. Sa cassure a beaucoup d'éclat, tissu lamelleux et feuilleté ; le plus dur et le plus éclatant de tous les corps. La grande réfraction du diamant avait fait soupçonner à MM. *Biot* et *Arago*, qu'il pouvait contenir de l'hydrogène ; mais l'analyse ne l'a pas encore prouvé.

Le rubis est rayé par le diamant ; sa pesanteur spécifique est la plus grande de tous les combustibles non métalliques purs, elle est de 3,521 à 3,631. *Werner* la porte à 3,600 ; *Kirwan*, à 3,66.

Le diamant est électrisable par frottement, conduisant cependant assez pour décharger partiellement la bouteille

de *Leyde*, diffèrent du charbon, en ce que le charbon conduit très-bien l'électricité. On en trouve en Asie, au Bengale, à Malaca, au Brésil, au Mexique.

Propriétés chimiques du Diamant.

Le diamant est combustible; *Newton* l'avait deviné. La combustion du diamant fut faite, la première fois, dans le cabinet du grand-duc de Toscane.

M. *Guyton-Morveau* a observé que, si le diamant était combustible, il devait se comporter avec l'oxigène comme les autres combustibles; il mit à cet effet du diamant dans le nitre en fusion, et il y eut combustion.

Tennant a répété l'opération dans un creuset d'or, et a trouvé que le produit de la combustion était de l'acide carbonique.

Lavoisier avait vu de même que le diamant brûlé dans le gaz oxigène, donnait de l'acide carbonique; on savait aussi que *Lavoisier* et *Laplace*, d'après des expériences rigoureuses, avaient trouvé qu'il résultait pour la combinaison de l'acide carbonique, 28 d'oxigène et 72 de charbon.

Toutes ces expériences commencées, laissaient donc quelque chose à desirer; et c'est à M. *Guyton-Morveau* que nous devons d'avoir fait un pas important dans la connaissance de la nature du diamant.

Voici le résumé général des expériences faites par ce célèbre chimiste.

Le diamant, dont la combustion a été complette, était un cristal natif octaèdre, du poids de 199,9 milligrammes.

Il a consommé 677 centimètres cubes de gaz oxigène.

Il y a eu de produit 1117,96 milligrammes d'acide carbonique. Ce diamant a été brûlé sous une cloche de verre, au moyen des rayons solaires rassemblés par une forte lentille.

Des nombreuses expériences faites par M. *Guyton-Morveau*, avec la plus grande exactitude, ce chimiste tire les conséquences suivantes :

1°. Ce n'est pas seulement par la couleur, le poids, la dureté, la transparence et autres caractères sensibles, que le diamant diffère du charbon, comme on a paru le croire jusqu'à ce jour.

2°. Ce n'est pas non plus uniquement par l'état d'agrégation de la matière qui constitue le diamant.

3°. Ce n'est pas enfin à raison du 200e. du résidu cendreux que laisse le charbon, ou de la petite quantité d'hydrogène qu'il recèle.

4°. C'est encore, et plus essentiellement, par les propriétés chimiques.

5°. L di amant est la plus pure substance combustible de ce genre.

6°. Le produit de sa combustion ou de sa combinaison avec l'oxigène jusqu'à saturation, est de l'acide carbonique sans résidu.

7°. Le charbon brûle à une température qui peut être estimée de 188 degrés du thermomètre centigrade ; le diamant ne s'allume qu'à environ 30 degrés pyrométriques ; ce qui, dans le système de l'échelle de *Wegdwood*, fait une différence de 188 à 2765.

8°. Le charbon allumé entretient par lui-même, dans le gaz oxigène, la température nécessaire à sa combustion ; celle du diamant s'arrête dès que l'on cesse de la soutenir

par le feu des fourneaux, ou par la réunion des rayons solaires.

9°. Le diamant exige, pour sa combustion complette, une beaucoup plus grande quantité d'oxigène que le charbon, et produit aussi plus d'acide carbonique.

Un de charbon absorbe dans cet acte 2,527 d'oxigène, et produit 3,575 d'acide carbonique.

Un de diamant absorbe un peu plus de quatre d'oxigène, et produit réellement cinq d'acide carbonique.

10°. Il est des substances qui sont dans un état de composition intermédiaire entre le diamant et le charbon. Ce sont : la plombagine ou carbure de fer natif, le charbon fossile incombustible, anthracite ou anthracolite de *Deborn*; la matière noire unie au fer dans l'état de fonte et d'acier, les résidus charbonneux difficiles à incinérer, et le charbon lui-même débrûlé par l'action d'une forte chaleur, sans le contact de l'air. Le vrai nom qui convient à ces substances, est celui d'*oxidule de carbone.*

11°. Ces substances, mêlées ou faiblement combinées avec trois ou quatre centièmes de leur poids de fer ou d'alumine, donnent par leur combustion de l'acide carbonique, comme le charbon et le diamant.

Elles s'approchent du charbon par leur couleur, leur peu de pesanteur, leur opacité, en ce qu'elles servent comme lui à la décomposition de l'eau, à la cémentation du fer, à la désoxidation des métaux, à la désoxidation du soufre, du phosphore, de l'arsenic, en ce qu'elles conduisent, comme lui, le fluide électrique.

Elles s'approchent du diamant, en ce qu'elles tiennent bien plus de combustible que le charbon; qu'elles absorbent aussi plus d'oxigène, et produisent plus d'acide

carbonique ; qu'elles décomposent plus d'acide nitreux ; qu'elles ne brûlent qu'à une température bien plus élevée, même dans le nitre en fusion ; que leur combustion s'arrête dès que cette température s'abaisse.

12°. Ainsi, le diamant est le plus pur carbone, la plus pure base acidifiable de l'acide carbonique.

Sa combustion se fait en trois tems, qui exigent trois températures différentes.

A la première, qui est la plus élevée, le diamant prend une couleur noire plombée ; c'est une oxidation au premier degré ; c'est l'état de la plombagine et de l'anthracolite.

A la seconde température, que l'on peut estimer à 18 ou 20 degrés pyrométriques, il y a nouvelle combinaison toujours lente et successive d'oxigène ; c'est un progrès d'oxidation qui constitue l'état habituel du charbon, ou plutôt celui où il se trouve après que l'action d'une forte chaleur, dans des vaisseaux fermés, en a dégagé une partie d'oxigène.

Ainsi, la plombagine contient un oxide au premier degré, ou oxidule ; le charbon un oxide au second, et l'acide carbonique le produit de l'oxigénation complette du carbone.

En supposant donc que l'on pût opérer avec assez de précision pour enlever de la surface du diamant la matière noire à mesure qu'elle s'y forme, en lui retirant subitement à chaque fois l'action du feu solaire, on parviendrait indubitablement à le convertir en charbon, ou du moins en oxidule, si le passage trop rapide du dernier degré d'oxidation à l'oxigénation, ne permettait pas de le surprendre dans le premier état.

13°. Enfin, de ces principes découlent plusieurs conséquences importantes pour la chimie et pour les arts.

Après avoir entendu cette conclusion, on demandera sans doute comment il se fait que la matière simple, le pur carbone, le diamant soit rare, tandis que ses composés, en différens états, sont si abondamment répandus? Pour faire cesser l'étonnement de ceux qui en concevraient quelque défiance, on leur rappellera que la terre alumineuse est aussi l'une des matières les plus communes, et que le spath adamantin, aussi rare que le diamant, n'est cependant que de l'alumine : le merveilleux n'est que dans l'opposition des faits et de nos opinions; il disparaît à mesure que nous découvrons et que nous nous approprions les moyens de la nature pour produire les mêmes effets.

Quoique les expériences ci-dessus démontrent véritablement que le charbon est l'oxide du carbone, *Guyton-Morveau*, *Clouet* et *Hachette*, voulant ôter toute incertitude, ont obtenu le complément de cette démonstration, par l'expérience suivante.

On a mis dans une petite capsule de platine, un diamant brut, cristallisé, bien transparent, du poids de 158 milligrammes : on l'a couvert d'un mélange de 5 grammes d'alumine précipitée de l'alun par l'ammoniaque bien édulcorée, et de 15 décigrammes de chaux. Le diamant était fixé au fond de la capsule par un fil de platine, qui formait tout autour une espèce de chaton, pour empêcher qu'il ne vînt à la surface, ou qu'il n'y fût porté par le bouillonnement du flux, et qu'il n'éprouvât ainsi une combustion qui aurait pu induire en erreur,

puisqu'elle n'eût été que l'effet naturel de l'élévation de température et du contact de l'air.

L'expérience avait pour objet de déterminer si la composition vitreuse que forment ces deux terres, avait quelqu'action sur le diamant; elle a été muette sur ce point, par une circonstance qu'il était difficile de prévoir, mais qui a donné lieu à d'autres résultats encore plus satisfaisans.

Malgré les édulcorations répétées du précipité d'alumine, il retenait encore de l'acide sulfurique, ce qui indique, d'après l'observation de M. *Guyton-Morveau*, qu'on ne peut regarder comme alumine pure, que celle qui, après avoir été précipitée de l'alun, est reprise par l'acide nitrique, purifié par le nitrate de barite, et de nouveau précipitée ou évaporée à siccité.

On fût bientôt convaincu de la présence de cet acide dans le mélange terreux, lorsqu'après avoir tenu le creuset au feu de la forge à trois vents, pendant environ une demi-heure, on trouva, au lieu d'une masse vitreuse, un sulfure terreux gris, opaque, qui en exhalait sensiblement l'odeur, et qui, soumis à différens essais, en a manifesté toutes les propriétés.

Les creusets, c'est-à-dire celui de platine, et celui d'argile qui le renfermait, avaient été retirés sains et entiers; le diamant n'avait pas bougé, il était comme enchatonné à la surface intérieure de la petite masse de sulfure, dans lequel on l'apercevait distinctement à cause de ses angles et de ses faces; mais il se distinguait encore par sa couleur, il était devenu noir, et tranchait ainsi avec le gris du sulfure.

Le diamant détaché, on a reconnu que la matière noire formait seulement une couverte à sa surface; que le surplus conservait d'ailleurs ses propriétés et même sa dureté, il entamait le verre comme auparavant.

Il restait à savoir si cette matiere noire avait été fournie de la propre substance du diamant; c'était à la balance à lever ce doute; elle a appris qu'il avait perdu, dans cette opération, 58 milligrammes, c'est-à-dire plus du tiers de son poids.

On peut donc conclure, 1°. que le diamant peut désoxigéner l'acide sulfurique, comme le charbon, quand l'acide est retenu par une combinaison capable de soutenir la température nécessaire à l'oxidation du carbone; 2°. que l'on peut obtenir le diamant avec les caractères de la plombagine, ou même du charbon, en le mettant dans des circonstances où il reçoit le premier degré d'oxidation, sans passer à l'état d'acide carbonique.

M. *Guyton-Morveau* a aussi prouvé que le diamant se combine également avec le fer par la fusion, et le convertit en acier.

De l'Oxide de Carbone.

L'oxide de carbone n'existe jamais pur, c'est le combustible existant dans le charbon. Il est noir, friable; il absorbe la lumière; il est mauvais conducteur du calorique; il est insipide, inodore. Base des matières animales et végétales, il est très-répandu dans la nature.

On peut en distinguer de cinq espèces: charbon végétal, animal, fossile, bois charbonné dans la terre, bois charbonné dans l'eau.

Les deux premières espèces sont le résultat de la distillation des substances animales et végétales ; mais on n'obtient pas ainsi l'oxide de carbone pur ; il faut extraire par des lotions convenables, dans l'eau pure aiguisée d'acide muriatique, tous les sels qui se trouvent mêlés et confondus avec lui ; alors on dessèche l'oxide de carbone par un coup de feu violent, dans des vaisseaux clos : cette précaution est nécessaire, car les dernières portions d'eau y adhèrent avec une telle force, qu'elles s'y décomposent et fournissent du gaz hydrogène et de l'acide carbonique.

Pour se procurer de l'oxide de carbone pur, on peut encore laver et calciner ensuite le noir de fumée.

L'acide carbonique produit encore, par sa décomposition, de l'oxide de carbone très-pur.

On met dans un tube de verre, fermé à l'une de ses extrémités, une partie de phosphore ; on ajoute par-dessus cinq parties de carbonate de soude desséché et réduit en poudre fine, et l'on termine ensuite le tube à la lampe, par un tuyau capillaire.

On place ce tube dans le milieu d'un fourneau, de manière que les charbons ne puissent échauffer que le carbonate ; la partie du tube où est le phosphore, se trouve alors dans le cendrier du fourneau. On assujettit le tube avec un fil de fer, et l'on chauffe, lorsque le sel est très-chaud, on lève le tube, afin de faire fondre le phosphore.

A cette température, le phosphore se volatilise, passe à travers le carbonate, et décompose l'acide carbonique en s'emparant de son oxigène, à cause de l'affinité de l'acide phosphorique pour la soude.

On s'aperçoit quand l'évaporation est finie, quand il ne se dégage plus de bulles enflammées à la partie supé-

rieure du tube, ces bulles sont occasionnées par le phosphore en vapeur, et ont passé à travers le carbonate de soude, sans se charger d'oxigène.

En dissolvant dans l'eau le résultat de cette opération, on en sépare l'oxide de carbone qui reste sur le filtre; en faisant rapprocher la liqueur, on obtient le phosphate de soude. (*Voyez* aussi l'article *acide carbonique.*)

Le charbon est parfaitement infusible et inaltérable à la chaleur la plus violente.

Exposé à l'air et à une température élevée, l'oxide de carbone brûle, rougit et répand de la lumière, mais sans flamme. Si l'on fait cette expérience sous une cloche remplie d'air atmosphérique, la combustion de l'oxide de carbone n'absorbe environ que 15 parties de l'oxigène qui s'y trouve; car l'azote qui devient libre enveloppe l'oxide et gêne la combustion.

M. *Berthollet* fils a aussi prouvé que le charbon tient si fortement aux dernières molécules d'hydrogène, qu'on ne peut l'en débarrasser qu'à l'aide du soufre.

Si l'on brûle de cet oxide, soit sous une cloche, soit dans un flacon plein de gaz oxigène pur, la combustion est totale. L'oxide de carbone s'empare de tout l'oxigène, et forme une nouvelle combinaison, qu'on appelle *acide carbonique.*

Si l'on passe de l'eau sous la cloche, et que l'on agite, le gaz se dissoudra dans l'eau, et l'on obtiendra l'acide carbonique liquide.

Le charbon est très-avide d'air et plus encore d'eau.

Si l'on fait bien sécher un morceau de charbon, et qu'on le mette sous une cloche, au bain de mercure, rempli de ce métal, on voit que le charbon absorbe de l'air, et que

le mercure remonte assez rapidement ; mais si l'on fait passer de l'eau sous la cloche, alors le charbon absorbe de préférence l'humidité ; il prend l'eau et abandonne l'air, et le mercure redescend. Les recherches de *Rouppe* et *Morozzo*, prouvent que le charbon bien calciné peut absorber une quantité d'air qui peut aller à trente fois son volume.

Le charbon absorbe plusieurs espèces de gaz. *Fontana*, *Scheèle*, *Priesley* et *Guyton-Morveau* ont observé que du charbon rouge refroidi dans le vide absorbait tous les gaz.

On a annoncé (Almanach minéralogique de *Léonard*, tom. 5, p. 232) que M. *Davy* était parvenu à désoxider le charbon par le fluide galvanique, et à le convertir en diamant; ce fait mérite confirmation.

Du Gaz hydrogène carboné.

L'oxide de carbone se fond dans le gaz hydrogène ; cela est si vrai que si l'on fait passer du gaz hydrogène à travers du charbon rouge ; il s'en charge, et si l'on brûle le gaz hydrogène obtenu avec de l'oxigène, on obtient de l'eau et de l'acide carbonique.

Il se dégage en général du gaz hydrogène carboné dans toutes les distillations de matières végétales et animales, car l'hydrogène existe en état solide dans les plantes, et ne se remet en gaz que par le calorique qui lui prête le feu employé à la distillation, et il dissout du charbon.

Il s'en dégage des eaux stagnantes et bourbeuses des marais, des tourbières, des latrines, des égoûts.

On en obtient aussi de la dissolution de quelques

métaux carburés pendant leur oxidation dans les acides faibles.

Il s'en exhale souvent aussi des mines de charbon de terre, des bouches des volcans.

On en retire de l'alcool, de l'éther, des huiles traitées par divers réactifs, et sur-tout par les acides concentrés. Tous ces gaz forment autant de variétés qu'il y a de proportions différentes dans ces principes.

Pour obtenir le gaz hydrogène carboné de l'alcool, on prend un tube de verre luté avec de l'argile; à une de ses extrémités, on adapte une petite cornue de verre dans laquelle on a introduit de l'alcool; à l'autre extrémité on adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche pleine d'eau; on fait rougir le tube, et quand il est rouge, on met un peu de feu sous la cornue: l'alcool, qui est un composé d'hydrogène, d'oxigène, de carbone, et d'un peu d'azote, se volatilise et se décompose; une partie du carbone s'empare de l'oxigène, l'hydrogène s'empare d'une autre partie du carbone, et forme de l'hydrogène carboné qui se dégage en même tems que l'acide carbonique; il se forme aussi un peu d'eau. On recueille donc sous la cloche de l'hydrogène carboné et de l'acide carbonique. Pour séparer le gaz hydrogène de l'acide carbonique, on y porte de la potasse caustique qui s'empare du dernier; on peut aussi reconnaître la présence de l'acide carbonique dans le gaz hydrogène carboné, en faisant passer le gaz à travers une dissolution de chaux; il se forme un précipité du carbonate de chaux.

Le gaz hydrogène carboné est plus lourd que le gaz hydrogène pur; il est sans couleur; il ne peut que rarement servir à la construction des machines aérostatiques;

il a une odeur fétide, d'autant plus grande qu'il tient plus de carbone en dissolution ; il éteint les corps combustibles enflammés, et asphixie plus profondément les animaux que le gaz hydrogène pur ; il brûle avec moins de rapidité en général que ce dernier ; souvent sa flamme est bleue et pâle, quelquefois elle est rouge ou blanche, très-éclatante et comme huileuse, il dépose souvent de l'oxide de carbone, reconnaissable à sa couleur noire ; lorsqu'on le traite par différens procédés, il est en général plus facilement et plus abondamment condensé ou absorbé par le charbon. Dans quelques circonstances, il forme de l'huile, et il a été spécialement nommé alors gaz oléfiant.

Gaz oxide de carbone de M. Guyton-Morveau, *ou gaz hydrogène oxi-carburé de M.* Berthollet.

Des expériences sur la réduction des métaux par le charbon, ont conduit M. *Priestley* à la découverte d'un nouveau gaz inflammable qui contient en même tems de l'oxigène ; M. *Guyton-Morveau* en a décrit les caractères et les propriétés, d'après ses expériences et celles de MM. *Desormes* et *Clément*, dont voici le résultat :

Le gaz recueilli pendant la réduction du zinc par le charbon, est un gaz inflammable, qui brûle lorsqu'on l'allume en contact avec l'air commun.

Il détone, mais faiblement, avec le gaz oxigène, et il en exige une plus grande quantité.

Ce gaz est moins pesant que le gaz acide carbonique, mais bien plus que le gaz hydrogène carboné ; sa pesan-

teur s'approche même quelquefois de celle de l'air commun.

Ce gaz enflammé dans l'eudiomètre de *Volta*, sur l'huile ou le mercure avec le gaz oxigène, ne donne point d'eau, et le résidu aériforme est de l'acide carbonique que l'eau de chaux absorbe en totalité.

On obtient le même gaz, en traitant l'oxide de zinc avec le carbure de fer ou plombagine.

Le fluide aériforme qui se dégage lorsqu'on expose au feu le carbonate de barite mêlé avec le charbon pulvérisé, est absolument de la même nature.

Enfin, si l'on met du charbon dans un tube de porcelaine, et qu'après l'avoir chauffé au blanc, l'on y fasse passer et repasser du gaz acide carbonique, il augmente considérablement de volume; il n'est plus absorbé par l'eau : au lieu d'éteindre la bougie, il s'allume et donne en brûlant les mêmes produits que celui de la réduction de l'oxide de zinc par le charbon.

Pour obtenir ce fluide élastique, on prépare d'abord du gaz acide carbonique. (*Voyez* sa préparation.) On adapte à l'une des tubulures d'un flacon de *Woulf*, une vessie vide d'air, garnie d'un robinet en cuivre, on l'emplit jusqu'aux trois quarts environ de gaz acide carbonique; on a d'une autre part un canon de fusil dans lequel on introduit du charbon bien desséché, on pousse au rouge, et on laisse dégager différens gaz qui proviennent du charbon, précaution nécessaire pour ne point manquer l'opération. Quand il ne passe plus de gaz, on adapte à une des extrémités du canon la vessie contenant du gaz acide carbonique, et à l'autre extrémité une vessie vide; on fait passer alors le gaz d'une vessie dans

l'autre jusqu'à 8 à 10 fois. Bientôt on s'aperçoit que le gaz augmente beaucoup de volume, et que sur la fin les vessies sont presque pleines.

M. *Guyton-Morveau* a nommé ce nouveau fluide élastique, *gaz carboneux*, ou *gaz oxide de carbone*, dans lequel le charbon n'est porté qu'à un plus haut degré d'oxidation, parce que l'oxigène en prend à la faveur de la très-haute température qu'exigent ces opérations, plus qu'il n'en peut convertir en acide parfait.

M. *Fourcroy* a confirmé ces résultats par une expérience toute semblable qu'il fit avec M. *Thenard*.

Une observation de M. *Hassenfratz* est encore à l'appui de cette explication.

MM. *Desormes* et *Clément* ont ajouté à ces premières connaissances; ils ont examiné l'action de ce nouveau fluide sur les substances minérales, et ont tiré cette conclusion : qu'il n'y a plus de doute sur l'existence d'un oxide de charbon gazeux dont les proportions varient depuis 46 jusqu'à 52 de charbon sur 100; que l'on ne peut produire ce gaz directement, c'est-à-dire, en unissant des quantités de charbon et d'oxigène, égales à celles dont il est composé, et qu'on ne le forme qu'en ajoutant du charbon à l'acide carbonique.

M. *Berthollet* a présenté des observations relatives a ce nouveau gaz. En voici le résultat :

Ce chimiste a désigné ce gaz par le nom d'*hydrogène oxi-carburé*, et établit en principe, 1°. que tout charbon contient de l'hydrogène, et doit etre par conséquent regardé comme une combinaison de carbone et d'hydrogène; 2°. que le charbon ordinaire contient, outre cela, une proportion variable d'oxigène; mais que lorsqu'il est forte-

ment calciné, il paraît privé de tout oxigène, et n'être plus qu'une combinaison de carbone et d'une proportion plus faible d'hydrogène; 3°. qu'en conséquence de cette composition, toutes les fois qu'on brûle le charbon par le gaz oxigène, il se forme de l'eau; 4°. que le gaz acide carbonique tient en dissolution de l'eau qui y est latente, comme *Monge* l'avait déja prouvé par l'action de l'électricité, dans les *Mémoires de l'Académie des Sciences*, de sorte qu'il peut s'en former une proportion assez considérable, sans qu'elle soit sensible; 5°. qu'il faut distinguer deux espèces de gaz inflammable carboné; l'une, qui est une simple composition d'hydrogène et de carbone, et l'autre qui contient, outre cela, une proportion plus ou moins grande d'oxigène; 6°. que dans les températures très-élevées, cette dernière combinaison se forme principalement, soit qu'on mette en contact du charbon et un oxide métallique, soit qu'on fasse passer du gaz oxigène à travers le charbon dans un tube rougi, soit qu'on passe l'acide carbonique à travers le charbon rouge.

Les conditions nécessaires à la formation de l'hydrogène oxi-carburé, dit M. *Berthollet*, doivent souvent se rencontrer dans la combustion. En effet, lorsque l'on pousse au feu du charbon dans un fourneau; et que le courant d'air n'est pas assez considérable, il se dégage une grande quantité de gaz qui vient brûler au contact de l'air atmosphérique, et qui donne une flamme dont la couleur bleue prouve que c'est du gaz oxi-carboné. Cette flamme bleue se montre aussi souvent dans la combustion du bois, lorsqu'elle n'est pas vive; enfin lorsque l'on dirige le courant d'un chalumeau sur la mèche d'une lampe ou d'une chandelle, l'air que l'on pousse commence par former

de l'hydrogène oxi-carburé, qui brûle ensuite avec une couleur bleue; et de là viennent les effets réductifs que l'on obtient en plongeant le corps que l'on éprouve dans la flamme intérieure, c'est-à-dire dans le gaz oxi-carburé, et les effets contraires d'oxidation que produit la flamme extérieure au moyen de la haute température et du contact libre de l'air.

Le carbone et l'hydrogène peuvent donc former deux espèces de combinaisons, l'une dans laquelle c'est le carbone qui domine et qui est fixe, et l'autre dans laquelle c'est l'hydrogène auquel il doit alors l'état gazeux.

L'oxigène peut produire une combinaison ternaire avec ces deux premiers élémens : il se trouve dans le charbon, mais seulement en petite proportion; il peut former une combinaison gazeuse, et y entrer en beaucoup plus grande proportion; c'est le gaz hydrogène oxi-carburé. Quoique l'hydrogène puisse n'y être qu'en petite quantité, il est la cause la plus efficace de son état élastique et de sa légèreté spécifique.

M. *Berthollet* prouve la composition de ce gaz, 1°. parce que l'on peut en composer un semblable en combinant une certaine proportion d'oxigène avec un gaz hydrogène carburé, et que celui que l'on obtient en poussant le charbon au feu est encore de cette espèce; 2°. parce que le charbon le plus fortement calciné contient de l'hydrogène; 3°. parce que la pesanteur spécifique du gaz hydrogène oxi-carburé ne peut se concilier avec la supposition qu'il n'est composé que de carbone et d'oxigène, et qui exige que l'oxigène, après avoir subi une contraction jusqu'à la formation de l'acide carbonique, suive ensuite une marche tellement opposée, que la combinaison qui résul-

terait d'une addition beaucoup plus considérable d'un élément solide et très-peu expansif, deviendrait spécifiquement plus légère que celui de ses élémens qui a naturellement une grande légèreté et une grande disposition élastique, pendant que l'accession de l'hydrogène donne une explication naturelle de cette légèreté.

Propriétés de l'Oxide de Carbone.

Suivant plusieurs mémoires publiés depuis longtems par M. *Lowitz*, nous savons, 1°. que 3 onces et demie de charbon purifié par l'incandescence, unies à 24 gouttes d'acide sulfurique, servent à dépurer trois livres et demie d'eau corrompue, sans lui communiquer un goût sensible d'acidité; tout le procédé consiste à faire digérer l'eau sur le mélange, et à la filtrer ensuite. Il ne faut pas cependant croire qu'on parvienne à enlever ainsi à l'eau les substances animales en dissolution, puisque cette eau purifiée devient putride quelque tems après. Il parait que le charbon absorbe seulement les gaz délétères; 2°. il détruit le principe astringent; décolore les infusions de garance, de safran, le sirop noir et la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique: on hâte son effet sur les couleurs tenaces, par une légère chaleur; 3°. il réduit les métaux à la température ordinaire de l'atmosphère; 4°. il absorbe les matières grasses; 5°. il dissipe le principe odorant fétide du bitume putréfié, du baume de soufre, de l'acide benzoque, de l'acide succinique, des punaises, des huiles empyreumatiques, des infusions de valériane, d'absinthe, le suc d'oignons, etc.: on peut donc l'employer pour rincer avantageusement les vaisseaux qui ont contenu ces

odeurs ; 6°. il n'a aucune action sur l'odeur du camphre, de l'éther sulfurique, des essences, des baumes natifs, des huiles éthérées, de l'essence d'écorce d'orange, etc.; 7°. il décolore les liqueurs vineuses en les décomposant, le vinaigre sans l'altérer, l'eau-de-vie de grains et autres liqueurs ; 8°. il diminue les affections scorbutiques, il affaiblit l'haleine forte, et sert comme dentalbifique. D'après *Hunold*, et autres chimistes allemands, le charbon a aussi la propriété de préserver les matières animales de la putréfaction.

Plusieurs chimistes ont répété et confirmé les expériences de M. *Lowitz*.

M. *Berthollet* a vérifié l'action du charbon pour garantir l'eau de la fétidité. Il trouva cependant plus convenable de carboniser l'intérieur des tonneaux dans lesquels on conserve l'eau pour les voyages de long cours. La couche de charbon agit suivant lui de deux manières : elle empêche que la matière extractive des tonneaux ne se dissolve, et elle s'oppose à la putréfaction du principe extractif qui provient de l'endroit du bois où le charbon a été détaché.

M. *Duburgua*, pharmacien, a fait aussi quelques expériences que je crois utile de faire connaître.

A. Une partie de charbon décolore 12 parties de vin, qu'il décompose s'il y infuse plus de deux jours, et quelquefois plutôt.

B. On s'oppose à la trop forte coloration des vins en faisant fermenter le moût sur du charbon ; et ils n'en sont point altérés.

C. Deux parties de charbon sur quinze d'oximel simple, lui enlevèrent son acidité, et le portèrent presqu'à l'état

de sirop de sucre, puisqu'il a fourni de beaux cristaux, en le clarifiant, et le faisant évaporer suffisamment.

D. Douze parties d'huile rance et colorée par l'orcanète, cédèrent leur couleur et leur goût à trois de charbon.

E. Les molécules qui réfléchissent les couleurs, gardent un certain ordre presque comparable à celui de la réfrangibilité et de la réflexibilité des rayons calorifiques, lorsqu'elles cèdent à l'attraction du charbon, et qu'elles cessent de constituer la couleur du liquide : ainsi, en éprouvant par le charbon sept couleurs soigneusement préparées, et qui imitaient grossièrement celles du spectre solaire, M. *Duburgua* a observé que le rouge était décoloré en 10 à 12 jours, et ainsi de suite en augmentant jusqu'au violet, dont la couleur n'était pas altérée le 40e. jour ; et qu'il ne la céda qu'à une plus forte dose de charbon, dont le calorique hâta l'effet. Ce phénomène pouvant tenir à plusieurs causes qu'il ignore, il n'en a tiré aucune conséquence, quoiqu'il semble donner la solution de cette question du grand *Newton :* si la différente réfrangibilité n'était pas due par hasard à la différente grandeur des molécules qui composent la lumière ? il semble donc que les plus petites molécules réfléchissent le violet, et qu'elles augmentent jusqu'au rouge dont les molécules sont les plus grosses.

F. Il se dégage abondamment du gaz acide carbonique pendant la décoloration ; on s'en assure facilement en mettant les diverses liqueurs qu'on veut décolorer, dans des flacons qui contiennent la dose de charbon nécessaire, et auxquels on adapte des tubes recourbés qui plongent dans la teinture de tournesol, ou dans l'eau de chaux.

G. Le charbon ne s'empare pas du principe odorant, comme l'annonce M. *Lowitz.*

H. Il décolore assez bien les alcools sans les dénaturer : celui de gentiane perdit même presque toute son amertume.

I. Il purifie parfaitement les eaux les plus impures ; il ne détruit point la saveur des infusions de camomille, de centaurée, des apozèmes amers, des sucs d'herbes qu'il décolore en peu de jours.

K. Il décolore le vinaigre, et l'altère s'il y séjourne trop longtems.

M. *Figuier*, professeur de chimie à l'école de pharmacie de Montpellier, vient d'employer avec avantage le charbon animal pour la décoloration du vinaigre, et autres liquides. (*Voyez* son Mémoire *Annales de chimie*, tom. 68.)

Application de ces faits.

A l'art du pharmacien qui trouvera dans le charbon un moyen peu coûteux de clarifier les sucs d'herbes, les sirops noirs, les eaux, les alcools colorés, etc. ; aux usages domestiques pour décolorer les huiles, les eaux bourbeuses, le marc de raisin, les mauvais vins dont on veut faire du vinaigre blanc, etc. ; au commerce du vinaigrier, des huiles, de l'eau-de-vie, etc. ; aux jouailliers, pour nettoyer le diamant, user les métaux, etc.

§. II.

Du Phosphore.

Ce nom signifie *porte-lumière*, et a été donné aux substances qui luisent dans l'obscurité.

Le phosphore se trouve dans des composés nombreux des trois règnes. Si on le considère à l'état de combinaison, le règne minéral est celui qui en présente le plus combiné à l'oxigène.

MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont découvert la présence du phosphore dans la laite des poissons. Ils présument que le phosphore trouvé dans un organe aussi essentiel que la laite, doit avoir quelqu'influence sur la phosphorescence des poissons, et que peut-être l'on trouvera un jour que cette singulière propriété est due à la même cause, non-seulement dans plusieurs animaux marins, mais encore dans quelques insectes terrestres.

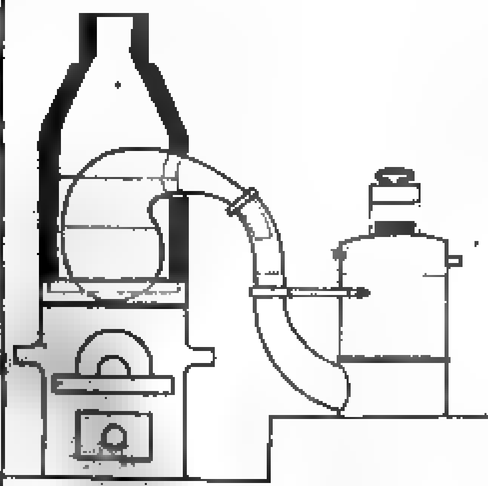
La découverte de cette substance date de la fin du 17ᵉ. siècle; d'après *Leibnitz*, de 1677.

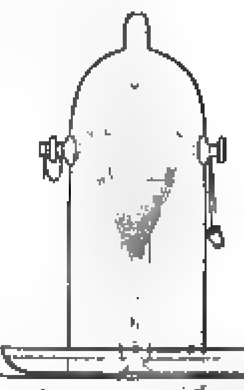
On prétend qu'un nommé *Brandt*, négociant d'Hambourg, voulant réparer sa fortune, s'occupa à chercher la pierre philosophale, et que travaillant sur l'urine, le hasard lui fit découvrir le phosphore.

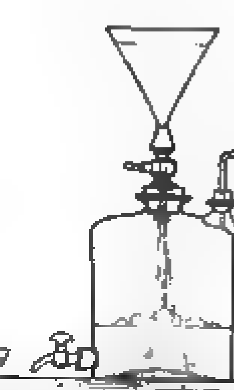
Kunkel s'occupa aussi de son côté, à obtenir cette substance de l'urine; aussi l'a-t-on considéré comme l'inventeur du phosphore.

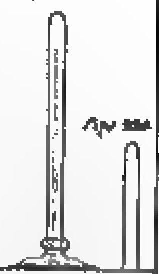
Boyle a donné un moyen très-simple de préparer le phosphore; il distilla l'urine épaissie préalablement avec




Appareil pour le Phosphore,
voyez Phosphate Acide de Chaux


Acide Phosphoreux


Acide Phosphorique


Eudiomètre

trois fois son poids de sable, et le phosphore passa dans le récipient.

Margraff proposa ensuite un autre procédé. Il consistait à évaporer l'urine putréfiée en consistance de miel, à mêler 10 parties de cette substance avec du muriate de plomb dans une chaudière de fer, à ajouter $\frac{1}{2}$ partie de chaux en poudre, et à chauffer jusqu'à ce que le tout fût converti en poudre noire. On distillait cette poudre dans une cornue de grès lutée, munie d'un récipient rempli d'eau, et on purifiait le phosphore obtenu par une rectification ultérieure.

On peut encore obtenir cette substance en mêlant 4 parties de sel d'urine avec 1 partie de noir de fumée calciné, et 4 parties de sable blanc.

La découverte de l'acide phosphorique dans les os a mis les chimistes à même d'avoir du phosphore d'une manière plus facile. A cet effet, on décompose le phosphate calcaire par l'acide sulfurique. Voyez *phosphate de chaux*.

Lorsque le phosphore est très-pur, il est demi-transparent, d'un blanc-jaunâtre, flexible, cassant à une température basse, d'une consistance semblable à la cire

Pour mouler le phosphore en bâtons, on prend un entonnoir à long bec, et même des tubes, dont on bouche l'orifice avec un petit bouchon de liége ou un morceau de bois; on le remplit d'eau et on y met le phosphore; on le plonge dans l'eau chaude, le phosphore fond à une température de 32° *R.*; on le plonge ensuite dans l'eau froide, et lorsque le phosphore est figé, on enlève le bouchon et on le fait sortir du moule en le poussant avec un morceau de bois:

ou bien on choisit des tubes d'environ 24 centimètres de longueur, dont l'ouverture ne soit pas trop grande, de manière à pouvoir être exactement fermée avec l'extrémité du doigt index. On fait fondre le phosphore dans de l'eau bouillante, alors on y porte une des extrémités du tube, tenant l'autre dans la bouche. On fait une inspiration très-courte, afin que le phosphore monte dans le tube, et on arrête l'inspiration lorsqu'on aperçoit que le phosphore y est monté à une distance éloignée de la bouche d'environ 3 centimètres. On bouche aussitôt l'extrémité du tube avec le doigt index, et on le porte dans une terrine pleine d'eau très-froide. Le phosphore ne tarde pas à se figer, et, par une légère secousse, on en sépare le petit cylindre.

M. *Destouches*, pharmacien, a imaginé un appareil en cuivre pour mouler le phosphore. L'expérience a fait connaître que cet instrument était d'un usage facile et supérieur à celui qui a été employé jusqu'à présent (*Voy.* la planche et les *Annales de chimie*, janvier 1808).

M. *Baget*, pharmacien de Paris, a aussi donné la description d'un appareil. Il consiste en plusieurs tubes de verre cylindriques, dont le calibre est en dépouille de 2 à 3 lignes, ils sont surmontés d'un robinet servant à intercepter l'air. (*Voyez* les *Annales de chimie*, tome 73).

Quand on casse un bâton de phosphore, on aperçoit quelquefois des élémens de cristallisation, mais, pour l'obtenir cristallisé en octaèdres, il faut fondre le phosphore dans l'eau d'une température de 32 degrés : à mesure qu'il se fige, on le perce, et on fait couler le phosphore encore liquéfié; on obtient une masse en aiguilles.

Pelletier a aussi obtenu du phosphore cristallisé de

sa dissolution, dans une huile volatile, par le seul refroidissement, ou bien en ajoutant de l'alcool à la dissolution, et à la longue, il se fait un précipité qui, vu à la loupe, est un octaèdre tronqué à sa partie supérieure et inférieure.

Il faut toujours opérer sous l'eau : en mettant le phosphore sous l'eau pour le faire fondre, on peut estimer la température de sa fusion. Le phosphore se conserve si on le tient gardé dans l'eau et à l'obscurité; car, exposé à la lumière, il se couvre d'une pellicule rouge; c'est un commencement de combustion ou d'oxidation. Il faut avoir attention, lorsque l'on conserve le phosphore sous l'eau, qu'elle ne soit pas aérée.

Lorsqu'on extrait le phosphore des substances qui le renferment, il est ordinairement sale et impur; il contient de la poussière de charbon et une partie de phosphore à moitié brûlé, qui lui donne une couleur rouge ou brune. Pour l'obtenir pur, il suffit de le fondre et de le passer plusieurs fois à travers une peau de chamois, au milieu de l'eau chaude.

La peau ne peut servir qu'une fois : le second phosphore qu'on y passerait serait coloré.

M. *Juch*, à Wurtzbourg, prétend que tout phosphore jaunâtre contient du carbone : en traitant, dit-il, ce phosphore avec de l'acide muriatique oxigéné affaibli, il se décolore parfaitement, et devient transparent comme du verre.

On fait fondre du phosphore dans de l'eau bouillante, et on le coule, quand il est liquide, dans de l'eau froide; il s'y divise, en se figeant, en une poudre fine. Il suffit de laisser tremper cette poudre pendant quelques minutes dans de l'acide muriatique oxigéné affaibli, pour la blanchir. On refond ensuite le phosphore en masses cylindriques.

Ce phosphore, dit l'auteur, ainsi purifié, ne se noircit plus lorsqu'on le rougit avec un alcali caustique; cependant il sépare du carbone des carbonates alcalins et terreux.

Le phosphore se volatilise facilement en le distillant avec l'eau; il passe en liquide et s'élève en vapeur à la chaleur de l'eau bouillante, et même à 76° *R*. On peut même distiller le phosphore en emplissant les vases préalablement avec de l'acide carbonique, ou autre gaz non propre à entretenir la combustion. Les couleurs variées sous lesquelles on obtient le phosphore, viennent de la présence du plus ou moins d'oxigène qu'il a absorbé; mais non pas encore assez pour être devenu acide; c'est un oxide de phosphore.

Pour séparer la partie oxidée du phosphore, on en met une quantité quelconque dans un tube, on plonge ce tube dans l'eau chaude; le phosphore se fond, et la partie oxidée reste à la surface, attendu qu'elle n'est pas fusible à la même température. C'est donc encore un moyen d'opérer la purification du phosphore.

M. *Vogel* a fait une série d'expériences comparatives sur l'action de la lumière et du calorique sur le phosphore; la couleur rouge que le phosphore acquiert sur-le-champ par des rayons lumineux qui frappent directement cette substance, ne paraît pas provenir de l'absorption de l'oxigène; car les expériences ont été faites dans le vide de *Boyle*, dans le vide de *Torricelli*, dans de petits tubes entièrement remplis de phosphore fondu, et même dans des gaz bien desséchés, qui ne contenaient pas d'oxigène; néanmoins le phosphore est devenu rouge très-promptement. Une chaleur de 100° centigr. n'a rien produit de semblable.

Si l'on expose du phosphore dans l'air atmosphérique,

le phosphore brûle lentement ; il exhale une fumée de toute sa surface : cette vapeur est de l'acide phosphoreux. A cet effet, on met chaque cylindre de phosphore dans un petit tube de verre dont l'extrémité inférieure est fermée en entonnoir avec une petite ouverture, pour laisser couler la petite goutte d'acide qui se produit. On prépare ainsi une quantité de ces tubes ; on les place dans un grand entonnoir placé sur une bouteille. On dispose cet appareil sur une assiette où l'on a soin de mettre de l'eau, et on le recouvre d'une cloche qui a des ouvertures sur les côtés, afin que la poussière ne tombe pas dessus, et afin d'avoir un air toujours humide qui accélère beaucoup la décomposition ou combustion insensible du phosphore.

M. *Berthollet* a imaginé un autre appareil qui peut servir d'eudiomètre. La combinaison lente du phosphore lui a paru un moyen eudiométrique qui égale ou surpasse tous ceux qui ont été présentés jusqu'ici, sur-tout lorsque les proportions ne s'éloignent pas beaucoup de celles de l'air atmosphérique. Cet eudiomètre, dit l'auteur, a une plus grande précision que ceux dans lesquels la diminution se partage entre deux gaz, comme dans l'épreuve par le gaz nitreux et par le gaz hydrogène. Il est moins embarrassant et d'une action plus prompte que le sulfure de potasse ou le mélange de soufre et de fer ; et il a l'avantage de présenter un indice certain de la fin de l'absorption ; car alors l'atmosphère du phosphore devient transparente et cesse d'être lumineuse. A cet effet, on introduit dans un tube gradué, qui contienne le gaz dont on veut faire l'épreuve, un cylindre de phosphore fixé sur un tube de verre ; plus le cylindre de phosphore approche, par sa longueur, de celle de la portion du tube qui contient le gaz, et plus celui-ci est étroit, plus

l'absorption de l'oxigène est prompte. On peut l'accélérer, si la température est basse, en appliquant au verre la simple chaleur de la main, il faudrait au contraire tempérer la chaleur si elle était trop élevée, car on doit éviter l'inflammation du phosphore, qui est toujours précédée de sa fusion ; lors donc qu'on aperçoit des indices de fusion, il faut abaisser le phosphore sous l'eau : une épreuve peut être terminée en moins d'une demi-heure.

Si l'on avait à éprouver un gaz où l'azote se trouverait en trop petite proportion, on n'aurait qu'à ajouter un volume déterminé d'air atmosphérique.

L'eudiomètre de *Séguin* est un tube de verre ou de cristal de 3 centimètres environ de diamètre, sur 19 de haut, fermé à sa partie supérieure, et évasé à sa partie inférieure. On le remplit de mercure; on y fait passer un petit morceau de phosphore qui, en vertu de sa moindre pesanteur spécifique, monte à la partie supérieure; on fait fondre ce phosphore à l'aide d'un charbon rouge que l'on approche de l'extérieur de la cloche, et l'on fait passer ensuite dans le tube de petites portions de l'air que l'on veut essayer, et que l'on a préalablement jaugé dans une cloche graduée avec soin. La combustion se continue jusqu'à la fin de l'opération; mais, pour plus d'exactitude, on échauffe encore fortement le résidu, et lorsqu'il est froid, on le passe dans une petite cloche jaugée en même tems que la première : la différence des deux volumes indique la quantité de gaz oxigène que contenait l'air soumis à l'expérience. A défaut de tubes semblables à ceux dont nous venons de parler, on peut se servir d'entonnoirs fermés à la lampe d'émailleur; ils sont même très-propres à cet usage.

M. *Humboldt* a prouvé, par un grand nombre d'expériences, 1°. que le phosphore, soit qu'on le brûle ou soit qu'on le fasse luire simplement en contact avec l'air atmosphérique, est une substance eudiométrique infiniment incertaine, vu qu'elle n'absorbe très-souvent que 0,15 ou 0,20 d'oxigène, au lieu de 0,21, et qu'un même gaz essayé en différens tubes, présente des résultats différens entre eux; 2°. que le gaz nitreux découvre presque constamment quelques centièmes d'oxigène contenu dans le résidu de l'eudiomètre à phosphore; 3°. que tous les gaz azotes dans lesquels le phosphore ne répand aucune lueur, et qui ne diminuent pas en volume avec le gaz nitreux, ne peuvent pas être considérés comme dépourvus d'oxigène. Il y a des cas où 0,13 d'oxigène restent cachés dans un gaz, dans lequel le phosphore, à une température de 50°, se fond sans lueur, et que le gaz nitreux n'altère aucunement; 4°. que le phosphore se dissout également dans les gaz azote et gaz oxigène, et qu'il se forme des oxides à doubles bases de phosphore et d'azote, des phosphures d'azote oxidés, que le gaz nitreux ne décompose qu'en partie.

Pour opérer la combustion du phosphore dans le gaz oxigène, il faut opérer ici comme nous l'avons indiqué, page 197 (Voyez *gaz oxigène*). Le résultat de la combustion est toujours de l'acide phosphorique. Il est concret, si l'on n'ajoute point d'eau sous la cloche; et quand on veut l'obtenir liquide, on y fait passer de l'eau: on la promène sur les parois, alors l'acide phosphorique se dissout avec facilité.

Pelletier a indiqué un autre procédé: son appareil est un cylindre alongé, dans lequel il met le phosphore avec de l'eau. Ce cylindre est mis dans un bocal, où l'on entre-

tient de l'eau chaude pour tenir le phosphore liquéfié : on a en outre un tube recourbé, dont une des ouvertures va plonger dans le phosphore, et l'autre est adaptée sur un grand flacon qui a une seconde ouverture, à la faveur de laquelle on ajoute un entonnoir muni d'un robinet. Le tout étant bien disposé, on met de l'eau dans l'entonnoir, et, en ouvrant le robinet, l'eau entre dans le flacon et détermine l'air qui y est contenu à passer par le tube; cet air passant à travers le phosphore, se combine avec lui, et produit la combustion du phosphore, qui par là est changé en acide phosphorique. Quand le flacon est plein d'eau, on le vide à la faveur d'un robinet pratiqué à la partie inférieure.

Le phosphore est le corps qui dégage le plus de calorique du gaz oxigène au moment où il s'y enflamme. *Lavoisier* et *Laplace* ont prouvé que d'une livre de gaz oxigène employé à brûler du phosphore, il se dégageait une quantité de calorique capable de fondre 66 livres 10 onces 5 gros 24 grains de glace à o, que le phosphore absorbait une fois et demie son poids d'oxigène.

Gaz hydrogène phosphoré.

Ce gaz a été découvert par M. *Gengembre.*

Si l'on met du phosphore dans une cloche contenant du gaz hydrogène sur du mercure, et qu'on le fasse fondre par le moyen d'un verre ardent, une grande partie de phosphore se dissout. Il y a différens moyens de se le procurer. (*Voyez* l'article *phosphures*).

Ce gaz exhale une odeur insupportable de poisson pourri ou alliacée fétide. Il a une pesanteur spécifique bien plus

considérable que celle du gaz hydrogène. Il s'enflamme sitôt qu'il a le contact de l'air. Cette inflammation donne lieu à la formation de l'eau et d'acide phosphorique, et il s'élève de ses bulles, des couronnes circulaires de fumée. Quand le gaz hydrogène a brûlé, la bulle d'eau qui l'enveloppait est combinée avec l'acide phosphorique qui s'est formé; de là la couronne de fumée circulaire qui s'élève en anneau.

Ce gaz est plus combustible que le phosphore, avec le gaz oxigène; le gaz hydrogène phosphoré brûle au simple contact de l'air, avec une grande rapidité; l'expérience est même dangereuse. Ce gaz peut s'unir à l'eau distillée, dans la proportion du quart environ de son volume, lorsque cette dissolution s'opère à la température de 10 degrés (thermomètre de *Réaumur*); il communique à l'eau dans laquelle il se dissout, une odeur forte et désagréable, ainsi qu'une saveur amère. Lorsqu'on s'est servi, pour liquéfier ce gaz, d'une eau qui a été purgée d'air, et qu'on a soin de le contenir ainsi dissous dans des vases bien bouchés, on peut le conserver longtems sans qu'il éprouve de décomposition, de manière qu'en faisant chauffer cette solution, on peut en retirer dans l'état de gaz, tout l'hydrogène phosphoré qu'elle contient. Ce gaz brûle à la surface de l'eau en formant des anneaux de vapeurs blanches et s'élevant dans l'air. On peut aussi le garder très-longtems dans un vase où il n'y a pas d'eau. Lorsque l'eau a été une fois ainsi privée de tout le gaz hydrogène phosphoré qu'elle avait dissous, elle redevient de l'eau pure. Enfin cette dissolution est capable de réduire promptement plusieurs oxides métalliques, qu'ils soient seuls, ou bien dissous par des acides, et de former avec eux de l'eau et des phos-

phures métalliques. Ce gaz est très-nuisible à la respiration. Les animaux qu'on y plonge périssent sur-le-champ.

On peut aussi obtenir une autre espèce de gaz avec le phosphore et la potasse (*Voyez* le Mémoire que nous avons donné, M. *Vogel* et moi, inséré *Annales de Chimie*, tome 66).

Pour se procurer ce fluide élastique, on met un peu de phosphore coupé en petits morceaux et bien secs, dans une fiole à médecine, on le saupoudre de potasse caustique bien sèche, et on adapte ensuite un tube recourbé, communiquant à l'appareil à mercure. En chauffant légèrement la fiole, il se forme des vapeurs blanches, sans inflammation, et le gaz se dégage. On élève graduellement la température jusqu'à ce qu'il ne passe plus de bulles; il reste dans la fiole une masse noire alcaline, contenant du phosphate de potasse et du charbon.

Les caractères de ce gaz sont:

De n'être ni acide ni alcalin;

D'avoir une légère odeur alliacée;

De brûler à l'approche d'une bougie avec une flamme blanche, et de former, par cette combustion, un peu d'acide phosphorique et d'oxide de phosphore;

De détoner fortement lorsque, mêlé avec le gaz oxigène, on lui présente un corps en ignition;

De ne point s'enflammer au contact de l'air, ni par le gaz oxigène, ni par le gaz nitreux;

D'être un peu soluble dans l'eau: alors le nitrate d'argent y occasionne un précipité noirâtre;

Enfin de s'enflammer rapidement quand on le mêle avec le gaz acide muriatique oxigéné, et de déposer ensuite un peu d'oxide de phosphore sur les parois de la cloche.

Il paraît très-probable que ce que l'on appelle *feux follets*, n'est que du gaz hydrogène phosphoré qui se dégage des marais et des terrains où sont enfermées des matières végétales ou animales en putréfaction.

Depuis que quelques médecins administrent le phosphore mêlé à d'autres substances, chacun a cru devoir s'occuper des moyens de dissoudre le phosphore. Parmi les procédés connus, on doit distinguer celui de M. *Peletier*, frère du chimiste de ce nom. Il consiste à mettre six grains de phosphore coupé par petits morceaux, dans une once d'éther sulfurique rectifié à 63 degrés (aréomètre de *Cartier*, la température étant à 10 degrés au-dessus de 0), et à agiter de tems en tems le mélange pendant trois à quatre jours. Le phosphore se dissout aussi dans les huiles volatiles. (*Voyez* cet article.) En général, ces moyens présentent peu de certitude. Le phosphore s'acidifie toujours en plus ou moins de tems.

On peut aussi diviser le phosphore en l'agitant dans un flacon bien bouché, avec de l'eau chaude, jusqu'à ce qu'elle soit entièrement refroidie. On peut l'amener ainsi à l'état pulvérulent.

Le phosphore est rarement employé en médecine; dans les arts on en a tiré parti relativement à sa propriété combustible. On en a fait les bougies phosphorées et les briquets physiques.

Bougies phosphorées. On introduit dans un petit tube de verre fermé par un bout, un peu de phosphore; on fait fondre le phosphore à la flamme d'une bougie ou dans l'eau chaude; on y introduit ensuite une mèche enduite d'un peu de cire; le phosphore se fixe sur la mèche, et l'on ferme le tube à la lampe.

Quand on veut enflammer la mèche, on casse le tube environ au tiers de sa longueur, et l'on retire brusquement la bougie du tube.

Briquet physique. On prend un flacon de cristal que l'on fait sécher; on y introduit un peu de phosphore, on y plonge un fil de fer rougi au feu; le phosphore se répand sur les parois, où il forme une couche rougeâtre; on introduit ce fil bien chauffé à plusieurs reprises; et lorsque tout le phosphore est rejeté sur les parois, alors on laisse le flacon débouché pendant un quart d'heure, et ensuite on le bouche. On peut encore placer le flacon sur un bain de sable chaud, y mettre de tems en tems un morceau de phosphore qui devient rouge et se sublime. Le flacon doit être légèrement bouché pendant la sublimation. Pour s'en servir, on introduit une allumette soufrée dans le flacon, on la tourne et on la tire promptement; le phosphore qui est entraîné par l'allumette prend feu et l'enflamme.

§. III.

Du Soufre.

Ce corps combustible a été regardé pendant longtems comme la source ou le type de la combustibilité. On reconnaissait plusieurs espèces de soufre, les acides, les résines, les esprits ardens et les baumes.

Stahl est le premier qui ait appliqué l'expression vague de soufre à une substance idioélectrique; il croyait avoir décomposé le soufre, et le regardait comme un composé de phlogistique et d'acide vitriolique. M. *Patrin* pense que le soufre n'est autre chose que l'électricité concrète.

Le soufre se rencontre en grande quantité dans la nature, tantôt pur et tantôt combiné.

D'après M. *Haüy*, on en compte plusieurs variétés: soufre natif pur, soufre vif, couleur jaune.

Variétés. 1°. Soufre primitif; 2°. soufre basé; 3°. soufre unitaire, 4°. soufre prismé; 5°. soufre émoussé; 6°. soufre dioctaèdre; 7°. soufre octodécimal; 8°. soufre unibinaire.

Indéterminables. 9°. Soufre strié, 10°. soufre pulvérulent, fleur de soufre des volcans; 11°. soufre amorphe.

Accidens de lumière. Couleurs. 1°. Soufre jaune-citrin; 2°. soufre jaune-verdâtre.

Transparence. 1°. Soufre transparent; il est très-rare; 2°. soufre translucide.

Les cristaux de soufre garnissent quelquefois l'intérieur des géodes calcaires ou des géodes quartzeuses. Les cailloux de Soligny, département du Jura, contiennent la même substance, sous forme pulvérulente.

Le soufre produit par sublimation, se trouve en poussière, en masses striées ou même en cristaux, à la bouche de plusieurs volcans, tels que l'Etna, le Vésuve, le mont Héèla, etc.

On trouve aussi du soufre, combiné à l'hydrogène, dans des eaux minérales; on en tire des substances végétales, et de naturellement formé dans les matières animales en putréfaction.

Il fait partie constituante des œufs, des cheveux, de l'urine, etc.; M. *Déyeux* l'a trouvé dans la racine de patience, le cocléaria, etc.

Les procédés connus pour extraire le soufre en grand, et l'appliquer aux usages du commerce, se réduisent à le

dégager des pyrites ou sulfures de cuivre ou de fer, par des moyens plus ou moins simples et économiques.

En Saxe, en Bohême, en Silésie et dans d'autres pays, on obtient le soufre des pyrites dans des fourneaux distillatoires. Il y a des ouvertures à la voûte du fourneau auxquels sont adaptés des tuyaux de terre percés presque horisontalement; ces tuyaux sont plus étroits près du fourneau. On introduit dans cette partie étroite les pyrites concassées; on ferme l'extrémité du tuyau par une plaque de terre; à l'autre extrémité, sont placés des récipiens de fonte; on fait fondre les pyrites à un feu doux; le soufre coule alors dans les récipiens. On remplace la pyrite désoufrée par des sulfures frais, et on emploie la première à la fabrication du sulfate.

Près de Goslar, au Rammelsberg, on retire le soufre des mines sulfureuses d'argent, de cuivre, d'étain et de plomb, par le grillage. L'on établit une couche de bois carrée, qui, de chaque côté, a 30 à 36 pieds de long; on y dépose la mine en forme d'une pyramide tronquée, que l'on élève à une hauteur de 12 à 15 pieds; au milieu de cet amas est pratiquée une cheminée pour favoriser la combustion du bois par un courant d'air; pour concentrer la chaleur, et pour empêcher la volatilisation du soufre, on couvre la surface de la pyramide avec des menus de mines, de la terre argileuse et de la cendre humide, etc. Après avoir ainsi monté l'appareil, on y projette par l'ouverture supérieure de la cheminée des charbons ardens ou des scories, pour mettre le feu à la couche de bois; au bout de quelque tems de grillage, quand la mine commence à devenir vernissée à la surface, on fait des trous dans l'amas, dont on garnit l'intérieur de

débris de vitriol. Le soufre s'amasse dans ses ouvertures; on l'enlève trois fois par jour dans des vases qui contiennent de l'eau.

Pour purifier le soufre, on le fond dans une poêle de fer; les parties terreuses et métalliques se précipitent; on le verse dans une chaudière de cuivre, où il forme un autre dépôt des matières étrangères qui l'altéraient. Après l'avoir tenu quelque tems en fusion, on le coule dans des moules de bois cylindriques, et il forme le soufre en canons.

Celui qui s'est précipité au fond de la chaudière pendant la fusion, est gris et très-impur; on le nomme fort improprement *soufre vif* ou *soufre gris.* Il contient toujours quelques sulfites terreux.

Les frères *Michel*, de Marseille, ont trouvé un procédé avantageux pour purifier le soufre. Ils emploient la distillation, ils font arriver les vapeurs dans une chambre close, où il reste longtems en fusion; ils le coulent ensuite dans des moules. Ils sont même parvenus à l'obtenir cristallisé.

Les mèches soufrées ne sont ordinairement que des brins de coton que l'on trempe dans du soufre fondu. On soufre de même de petits morceaux de bois que l'on nomme *allumettes*, ainsi que des tubes de paille.

Le soufre est un corps combustible, sec, très-fragile, d'un jaune-citron, qui n'a d'odeur que lorsqu'il est chauffé, et dont la saveur particulière est faible, quoique très-sensible. Il est deux fois plus pesant que l'eau. Si on le frotte, il devient électrique résineusement; si, lorsqu'il est en gros morceaux, on lui fait éprouver une chaleur douce, mais subite, comme en le serrant dans

la main, il se brise en pétillant. Il perd une partie de sa couleur par la trituration, et sur-tout par une division chimique, telle qu'elle a lieu dans les précipitations; alors il devient quelquefois gris ou blanc, et retient de l'hydrogène.

Action du calorique sur le soufre.

On met du soufre dans un creuset; on le place entre quelques charbons ardens; il entre en fusion à 100 degrés de *Réaumur*. Cette première fusion est liquide; mais, en tenant le soufre un instant de plus sur le feu, il acquiert une consistance beaucoup plus épaisse. Lorsqu'il est dans cet état, on le coule dans une terrine pleine d'eau; on trouve qu'il a acquis une couleur rouge et qu'il est mou comme de la cire: il se pétrit facilement entre les doigts; au lieu d'être sec et cassant comme l'est le soufre ordinaire.

Le soufre, dans cet état, est employé avec succès pour tirer des copies de cachets et de pierres gravées.

Le soufre peut se réduire en gaz et se volatiliser; mais ce gaz n'est pas permanent; il se solidifie dès que la température s'abaisse. On se sert de cette propriété pour le purifier. On met dans une cucurbite de verre, ou dans une petite terrine vernissée, une quantité quelconque de soufre concassé; on y adapte des pots percés par leur fond, surmontés les uns sur les autres, à l'exception du dernier que l'on termine par un entonnoir renversé; on place l'appareil sur un bain de sable, ou à feu nu; on lute les jointures avec des bandes de papier enduites de colle d'amidon: on ajoute au bec du chapiteau un récipient, seulement pour intercepter la communication avec

l'air extérieur; alors on procède à la sublimation par un feu modéré : aussitôt que le soufre entre en fusion, il s'élève une fumée blanche, épaisse, qui se condense et s'attache aux parois du chapiteau sous la forme d'une poudre. Lorsqu'il en est suffisamment garni, on cesse le feu : on laisse refroidir les vaisseaux ; on délute le chapiteau ; on ramasse, avec la barbe d'une plume, le soufre qui s'est sublimé : c'est ce que l'on nomme *soufre en fleurs* ; *fleurs de soufre*. On procède ensuite à une nouvelle sublimation. On continue ainsi jusqu'à ce que l'on ait fait sublimer tout le soufre. Ce *soufre sublimé* contient souvent un peu d'acide sulfureux, formé par la combustion d'une petite quantité de ce soufre qui a eu lieu en raison de l'air contenu dans les vaisseaux. On le purifie très-exactement en le lavant : c'est le soufre ainsi préparé qu'on doit employer en médecine.

Si, au lieu de prendre le soufre dans un état d'épaississement, on le retire du feu immédiatement après qu'il est fondu, et qu'on le laisse refroidir tranquillement, ses parties prennent entre elles un arrangement symétrique, elles sont disposées en aiguilles, ce qui forme une cristallisation du soufre.

Si l'on fait fondre du soufre dans de l'huile, il faut qu'elle en soit bien chargée, elle en tient même en dissolution plus qu'elle n'en peut dissoudre : lorsqu'elle est froide, elle laisse déposer, par le refroidissement, l'excédent sous la forme de cristaux octaèdres.

M. *Roard* a fait quelques expériences relativement à la dissolubilité du soufre dans l'huile ; en voici les résultats :

Une partie ½ de soufre et une partie d'huile de lin — *magma*, masse de soufre.

Une partie de soufre et une *idem* d'huile de lin, cristallisent un peu au fond.

Dix parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, cristallisation plus confuse.

Cinq parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, cristallisation, mais tout le soufre n'est pas encore dissous.

Trois parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, dissolution plus complette, cristallisation.

Une partie de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, dissolution, aiguilles belles au fond de la fiole.

Si l'on pousse trop au feu, que l'on fasse bouillir, la matière est changée en une masse d'un brun terne, noirâtre, et l'huile est résinifiée.

Le soufre se combine avec diverses proportions d'oxigène, et présente plusieurs modifications.

Cent parties d'acide sulfurique contiennent suivant :

	Soufre.	Oxygène.
Thenard	55,56	44,44
Chenevix	61,5	38,5
Berthollet	53,83	46,17
Gay-Lussac	53,87	46,13
Trommsdorff	70	30
Richter	40,05	57,95
Bucholz	42,5	57,5
Klaproth	42,3	57,7

Cent parties d'acide sulfureux contiennent selon :

Fourcroy	85	25
Thomson	68	32
Gay-Lussac	68,39	36,61

Quelques chimistes adoptent encore une troisième combinaison de soufre avec l'oxigène qui donne l'oxide de soufre.

A cet effet, on tient le soufre pendant quelque tems en fusion dans un vaisseau ouvert; les propriétés de cet oxide, suivant *Thomson*, sont d'être violet foncé et d'un éclat métallique; il ressemble au muriate d'argent fondu que l'on regarde à la lumière réfléchie. Coulé dans l'eau, il reste mou pendant quelque tems; à mesure qu'il durcit il devient jaunâtre; sa cassure est fibreuse et composée de petites aiguilles; sa pesanteur spécifique est de 2,325. Il est très-difficile à pulvériser; sa poussière est d'un jaune paille. *Thomson* y suppose 2, 4 d'oxigène.

Le même chimiste pense qu'on peut unir le soufre à une plus grande quantité d'oxigène, en faisant passer, à travers du soufre sublimé, un courant de gaz acide muriatique oxigéné.

Combustion lente du soufre.

Pour faire cette expérience, on prend une grande cloche, on place dessous un petit godet dans lequel on a mis du soufre sublimé allumé; on porte cet appareil sur une assiette, et on l'entoure d'eau.

Il s'élève une fumée blanche, qui se dissout dans l'eau, et l'eau devient acide. C'est de l'acide sulfureux, ou ce qu'on nommait autrefois *esprit de soufre par la cloche.*

Combustion rapide du soufre.

On prend, à cet effet, un grand ballon à large ouverture; on suspend dans son intérieur une culler de fer, portant un mélange de soufre et de nitrate de potasse, composé de 90 parties de soufre, sur 10 de nitrate de potasse. On met le feu au mélange, et on bouche le ballon avec du bois étoupé.

On peut encore obtenir une combustion rapide de soufre, en mettant cette substance allumée dans du gaz oxigène : elle brûle avec une rapidité extrême.

Dans l'un et l'autre cas, il faut avoir soin de mettre un peu d'eau au fond du ballon, afin d'absorber l'acide qui se forme.

Le soufre a la propriété de s'unir à l'azote, d'où résulte un gaz que l'on a nommé *gaz azote sulfuré.* Ce gaz a été trouvé par *Gimbernat*, chimiste espagnol, dans les eaux minérales d'Aix-la-Chapelle, et par le professeur *Schaub*, dans les eaux sulfureuses de Nenndorf, près du Hanovre. Tout récemment M. *Monheim*, pharmacien, a fait, conjointement avec M. *Reumont*, une nouvelle analyse des eaux minérales d'Aix-la-Chapelle. Ces chimistes, attribuent au gaz azote sulfuré qu'ils ont dégagé de l'eau, les caractères suivans :

1°. D'avoir une odeur semblable à celle du gaz hydrogène sulfuré, mais moins forte.

2°. D'être inflammable.

3°. D'éteindre les corps enflammés.

4°. D'asphyxier les animaux, mais pas avec autant de rapidité que le gaz hydrogène sulfuré.

5°. De précipiter plusieurs dissolutions métalliques.

6°. D'être décomposé par le gaz oxigène qui donne lieu à la formation de l'acide sulfureux.

7°. De ne pas être décomposé par le gaz nitreux, par l'acide carbonique gazeux, par les acides nitreux, sulfureux et arsenique.

8°. D'être décomposé par l'acide nitrique concentré, et par le gaz muriatique oxigéné.

9°. D'avoir une attraction très-forte pour l'eau. M. *Lausberg*, pharmacien d'Aix-la-Chapelle, a confirmé ce que les chimistes cités ont avancé sur le gaz azote sulfuré. (Voyez *Annales de chimie*, tom. 76.)

M. *Schaub* dit, que l'on peut obtenir ce gaz en faisant chauffer du soufre dans un flacon rempli de gaz azote.

M. *Vogel* a fait quelques expériences dans l'intention de composer le gaz azote sulfuré, de toute pièce. Il a introduit du sulfure de fer artificiel dans un tube de porcelaine; lorsqu'il fut incandescent, il y fit passer un courant de gaz oxidule d'azote bien desséché, provenant du nitrate d'ammoniaque. Il pensait qu'à cette température, l'oxigène du gaz devait se porter sur le fer, tandis que le gaz azote s'unirait au soufre au moment de sa volatilisation.

Il fit aussi passer à travers un tube de porcelaine fortement chauffé du sulfure hydrogéné d'ammoniaque. M. *Vogel* n'obtint pas de gaz azote sulfuré dans l'une ni dans l'autre expérience, cependant il est éloigné de douter de son existence dans les eaux minérales d'Aix-la-Chapelle. La nature peut créer des composés que nous ne pouvons pas toujours imiter. Au reste, M. *Monheim* vient de publier un second Mémoire sur les eaux de Borcette, dans lesquelles il a également trouvé le gaz azote sulfuré : par de nombreux

essais analytiques, et par des caractères qu'il lui a reconnus, il semble lever tous les doutes à cet égard.

Pour répondre à ceux qui considèrent ce gaz comme un composé de gaz hydrogène sulfuré et de gaz azote, M. *Monheim* a fait l'expérience suivante :

1°. Introduit, en proportion quelconque, avec le gaz oxigène dans l'eudiomètre de *Volta*, il ne s'enflamme pas par l'étincelle électrique; la plus forte décharge électrique ne fait même pas éprouver au volume de ce mélange gazeux une diminution subite; seulement lorsqu'on continue ces décharges pendant quelque tems, une diminution se manifeste peu-à-peu, et alors il se forme de l'acide nitrique mêlé d'acide sulfurique;

2°. Il ne s'enflamme ni détone, quand, mêlé avec le gaz oxigène, on approche de lui un corps enflammé.

Le soufre et l'hydrogène peuvent se combiner en différentes proportions, d'où résulte le soufre hydrogéné liquide, découvert par *Lampadius*, et le gaz hydrogène sulfuré.

Le soufre hydrogéné liquide a été entrevu par *Schèele*, en versant de l'acide muriatique dans un flacon qui contenait un sulfure hydrogéné de potasse; il se forma un liquide épais au fond du vase. Mais M. *Lampadius*, de Freyberg, en distillant de la tourbe, obtint dans le récipient ce singulier liquide.

Ces premiers faits fixèrent l'attention des chimistes. MM. *Clément* et *Desormes* ont fait passer du soufre à travers du charbon poussé au rouge dans un tube de porcelaine, ils ont obtenu un produit semblable qu'ils ont pris d'abord pour du soufre carburé.

MM. *Vauquelin* et *Berthollet* fils ont examiné de nouveau ce liquide ; ils l'ont obtenu en rougissant du charbon dans un tube de porcelaine, et en y faisant passer du soufre sublimé ; ils reçurent ce liquide dans de l'eau.

Les propriétés que ces chimistes ont reconnues à ce soufre hydrogéné, sont : d'avoir une odeur très-fétide ; d'être le plus volatil des liquides que l'on connaisse ; de bouillir à 26° ; de se réduire très-promptement en gaz ; d'être plus lourd que l'eau ; d'être décomposé par les acides nitrique et muriatique ; de devenir rouge et de précipiter du soufre avec le premier acide ; enfin de se dissoudre dans l'alcool et l'éther.

Depuis le travail de ces chimistes, M. *Cluzel*, répétiteur à l'École polytechnique, a fait de nouvelles expériences qu'il a communiquées à l'Institut ; il résulte des faits énoncés dans son mémoire :

1°. Qu'on peut obtenir facilement la liqueur de *Lampadius*, ou de *Desormes* et *Clément*, à l'aide de la pyrite de fer ou de charbon calciné, mais qu'on n'en obtient point si le charbon n'a pas été préalablement calciné.

C'est sans doute, dit ce chimiste, pour n'avoir pas rempli cette condition, que *Lampadius* sur vingt opérations n'a pu obtenir qu'une fois de la liqueur. Ce procédé lui paraît aussi plus facile et plus sûr que celui qui consiste à faire passer du soufre à travers du charbon dans un tube de porcelaine rouge.

2°. Que cette liqueur obtenue par l'un ou par l'autre de ces procédés, contient constamment du charbon ; et que ce corps combustible paraît indispensable à la formation et à l'existence de cette liqueur.

3°. Qu'elle est soluble dans l'alcool ; que l'eau ne précipite point de soufre de cette dissolution, mais en précipite la liqueur toute entière, qui d'abord très-divisée se rassemble peu-à-peu en gouttelettes au fond du vase.

4°. Que le soufre dans cette liqueur ne se trouve pas dans l'état où nous le connaissons, puisqu'on obtient par sa combustion dans l'oxigène des quantités d'acide sulfureux et d'acide carbonique, représentant un poids de soufre et de carbone plus fort que celui de la liqueur employée, et que l'excès du poids est d'autant plus remarquable que cette liqueur contient de l'azote et de l'hydrogène, dont on peut déterminer la proportion par la quantité d'oxigène disparue excédante à l'excès du poids du soufre et du carbone sur celui de la liqueur;

5°. Qu'il serait possible que ce fût le carbone qui se trouvât désoxigéné dans cette liqueur; mais que toutes probabilités sont en faveur du soufre, qui se comporte, dans un si grand nombre de circonstances, comme un acide;

6°. Que la théorie de la formation de cette liqueur est loin d'être convenablement éclaircie ; mais qu'il parait certain que sa formation est dépendante de celle de la matière solide brune rougeâtre ou brune verdâtre; que, dans la première opération, où l'on n'a point obtenu de liqueur, il ne s'est point formé de matière, à peine y en avait-il dans l'alonge une couche très-mince: elle semblait être une couche de vernis;

7°. Que cette matière brune rougeâtre, flexible et lamelleuse, parait être une combinaison de soufre, d'hydrogène et d'oxigène dans le même rapport que dans l'eau, et d'une

très-petite quantité de carbone, ou bien de soufre, d'eau et de carbone, car il suffit d'une température peu élevée pour en obtenir de l'eau;

8°. Que l'on obtient, en faisant passer la liqueur sur du cuivre, à une haute température, une liqueur rosacée plus éthérée, plus légère, plus volatile que la liqueur qui a servi à la former, mais composée du même principe, et à très-peu près dans les mêmes proportions; qu'il ne se dégage point de gaz pendant sa formation, et que l'on trouve après l'opération le cuivre devenu cassant, combiné au soufre, ou plutôt à son radical, et recouvert de matière charbonneuse.

9°. Que le fer donne lieu aux mêmes phénomènes.

10°. Que dans le procédé de MM. *Clément* et *Desormes* il ne se dégage aucun gaz, si l'on a préalablement calciné le charbon au plus grand feu de forge, qu'on ait fait bouillir le soufre et parfaitement séché toutes les pièces de l'appareil.

11°. Que les gaz obtenus dans l'opération par les pyrites et le charbon calciné sont très-compliqués, et formés d'élémens très-variables dans leurs proportions, qu'ils paraissent ordinairement être un mélange d'hydrogène sulfuré, partie soluble et partie insoluble, d'acide carbonique, d'acide sulfureux, d'hydrogène oxi-carburé, et d'une petite quantité d'azote; qu'il y a en général d'autant plus d'acide sulfureux, que la proportion de charbon employé a été plus petite, et d'autant moins d'hydrogène sulfuré, que le charbon a été préalablement plus longtems et plus fortement calciné.

12°. Que les pyrites donnent par la calcination dans

des vaisseaux fermés et bien secs, une assez grande quantité d'acide sulfureux, et à peine de l'hydrogène sulfuré.

Gaz hydrogène sulfuré.

On peut se le procurer par différens moyens que nous connaîtrons à mesure que nous emploierons les corps dont on peut l'extraire. Le seul que je puisse indiquer ici, est de faire passer du gaz hydrogène à travers du soufre en fusion; on peut encore, au moment où le gaz hydrogène se dégage, jeter du soufre sublimé, on obtiendra sous la cloche du gaz hydrogène sulfuré.

Le premier procédé consiste à mettre dans un canon de porcelaine, du soufre en poudre; on fait passer ce canon à travers un fourneau; on ajuste à l'extrémité inférieure un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans l'appareil au mercure. On adapte ensuite à l'extrémité supérieure l'appareil, pour obtenir du gaz hydrogène pur. On fait ensuite fondre le soufre à une douce chaleur; lorsqu'il est fondu, on fait passer à travers le gaz hydrogène, et l'on obtient sous la cloche du gaz hydrogène sulfuré. *Voyez* aussi l'article *sulfure*, et *sulfures de fer*.

Caractères

Fluide élastique, très-léger, se volatilisant très-promptement dans l'atmosphère, plus lourd que le gaz hydrogène pur.

Ce gaz tue très-promptement les animaux, même sans le respirer : le seul contact suffit. Il a une odeur fétide; il acquiert un méphitisme terrible.

Il verdit le sirop violat, éteint la bougie; mêlé avec l'air atmosphérique, ou avec le gaz oxigène, il s'allume et détone par l'étincelle électrique; il brûle avec une flamme bleue-rougeâtre, et dépose du soufre.

Suivant M. *Vauquelin*, le gaz oxigène et l'air atmosphérique ne décomposent pas le gaz hydrogène sulfuré, à moins qu'on ne les enflamme.

Quoique ce gaz ne soit pas décomposé par le gaz oxigène, il n'en est pas de même du gaz oxigène, quand il est dissous dans l'eau. Si l'on agite le gaz hydrogène sulfuré avec de l'eau très-oxigénée, la décomposition a lieu, et le soufre se dépose.

Suivant M. *Cluzel*, l'hydrogène sulfuré est décomposé par une très-haute température.

L'acide nitreux, l'acide sulfureux et l'acide muriatique oxigéné le décomposent; il est absorbé par l'eau. L'hydrogène sulfuré dissous dans l'eau lui donne une saveur très-amère, c'est ainsi que l'on forme les eaux sulfureuses artificielles; il rougit la teinture de tournesol, le papier qui en est teint, et la teinture de rave; cette eau se trouble et devient laiteuse en raison d'un peu d'oxigène qui se trouve dans l'eau, qui décompose une partie du gaz, alors le soufre se dépose; il se combine avec les alcalis, la barite, la chaux et la magnésie; il forme avec ces substances des combinaisons presque neutres qui, mêlées avec des dissolutions métalliques, changent de bases: il décompose le savon, et remplace l'huile auprès des alcalis.

Il précipite quelques dissolutions métalliques, avec des couleurs diverses, au moyen desquelles on peut les reconnaître.

Pour faire l'analyse de ce gaz, on fait dissoudre une

quantité déterminée (un centimètre cube, par exemple) dans l'eau ; on y fait passer du gaz acide muriatique oxigéné, qui précipite le soufre ; on en ajoute un excès pour le dissoudre, le précipiter, et pour transformer tout le soufre en acide sulfurique : alors l'eau de barite indique la quantité d'acide formé, d'où l'on peut déduire le soufre.

Le gaz hydrogène sulfuré est composé d'après *Thenard*, de

Soufre.	70,857.
Hydrogène..	29,143.
	100.

Selon *Margraff* le phosphore s'unit au soufre.

On met dans un matras une partie de phosphore, avec le huitième de son poids de soufre, et 32 parties d'eau distillée : à une douce chaleur, le phosphore se liquéfie, et il dissout le soufre. La nouvelle combinaison prend une couleur jaune, et elle reste fluide sous l'eau jusqu'à 8 degrés au-dessus de zéro du thermomètre de *Réaumur* : elle se fige ensuite. Quoique ces deux corps combustibles ne décomposent pas l'eau isolément, le composé a une plus grande attraction pour l'oxigène ; car l'eau dans laquelle il séjourne est bientôt chargée d'acide phosphorique et sulfurique.

Une partie de phosphore unie avec moitié de son poids de soufre, donne un produit qui reste liquide sous l'eau, à la température de 10 degrés au-dessus de zéro.

Une partie de phosphore, et deux parties de soufre, se combinent très-bien à l'aide d'une douce chaleur, et toujours sous l'eau ; cette combinaison est encore liquide à 20

degrés au-dessus de zéro; mais il s'y fait une cristallisation, de manière qu'une portion paraît liquide et l'autre concrète.

Pour combiner le soufre dans quelques proportions que ce soit avec le phosphore, il faut, suivant M. *Roard*, lorsque le phosphore est fondu avec très-peu d'eau, ajouter le soufre, et l'écraser doucement avec un pilon, alors la combinaison est totale.

Une partie de phosphore peut encore s'unir à trois de soufre; on met, dans un matras, une partie de phosphore avec de l'eau distillée; on chauffe le matras jusqu'à ce que le phosphore soit fondu; alors, on y ajoute le soufre, qu'il faut diviser en trois parties. Cette première partie est aussitôt dissoute par le phosphore; l'on voit aussi qu'il y a quelques bulles d'air, qui se dégagent dans le moment de la combinaison: on ajoute ensuite la deuxième partie du soufre, puis la troisième, qui de même sont dissoutes, et le nouveau produit reste liquide sous l'eau, tant que celle-ci a 30 degrés de chaleur; mais, à mesure que l'eau se refroidit, la combinaison devient concrète et friable.

Van Bemmelen a aussi opéré la combinaison de ces deux substances, en roulant le phosphore dans du soufre pulvérisé, et en projetant le mélange dans de l'eau bouillante.

M. *Davy* pense que si le phosphore et le soufre étaient dépouillés d'oxigène, ils appartiendraient à la classe des substances métalliques.

On emploie le soufre à un grand nombre d'usages, pour la fabrication de l'acide sulfurique, il entre dans la poudre à canon, etc.

§. IV.

Des Métaux en général.

Les métaux ne sont qu'un genre particulier de corps combustibles. Nous en donnerons l'histoire dans la section des substances métalliques.

Tous les métaux réfléchissent plus ou moins la lumière, et constituent des miroirs lorsqu'ils sont polis.

Le calorique les dilate, ils sont reconnus comme bons conducteurs de la chaleur.

Après avoir été fondus, ils cristallisent par refroidissement.

Plus ou moins chauffés, les métaux brûlent avec flamme et décrépitation dans le gaz oxigène.

Ils décomposent peu-à-peu l'air atmosphérique, et s'y oxident.

Les oxides métalliques ne sont que des combinaisons des métaux avec l'oxigène. Quelques-uns même de ces oxides passent à l'état d'acide. Tels sont l'arsenic, le tungstène, le molybdène, le chrôme et le columbium.

Une dose d'oxigène fait perdre aux métaux de l'éclat métallique; une plus grande dose détruit entièrement cet éclat, et la proportion d'oxigène peut augmenter jusqu'au point de donner aux oxides l'aspect tout-à-fait terreux. Les métaux n'ont pas la même attraction pour l'oxigène.

En examinant ici les métaux sous un point de vue général, nous les diviserons en deux classes: métaux acidifiables, métaux oxidables.

Les acides métalliques peuvent s'obtenir sous deux états, tels que : acide arsenieux, acide arsenique.

On distingue aussi différens états d'oxidation des métaux, tels que : oxide gris de zinc ; oxide blanc de zinc.

Les métaux présentent aussi deux sortes de combustions : combustion lente ; combustion rapide. Le zinc peut servir d'exemple.

On ne connait point d'union entre l'azote, et les métaux.

Certains faits prouvent que quelques métaux peuvent être dissous dans le gaz hydrogène ; *Fourcroy* nomme ces combinaisons hydrures métalliques, ou métaux hydrogénés, suivant que l'hydrogène ou le métal y domine.

On connait plusieurs métaux combinés avec l'oxide de carbone; ils portent alors le nom de *carbures métalliques.* On sait aussi que le carbone pur, ou diamant, s'unit au fer, et constitue l'acier.

L'action du gaz hydrogène carboné sur les métaux n'est pas encore connue.

Il n'en est pas de même du phosphore ; les métaux en prennent une plus ou moins grande quantité ; on les nomme alors *métaux phosphorés*, quand il y en a peu, et phosphures métalliques, quand ce composé contient plus de phosphore que de métal.

Tous ces composés sont plus ou moins grenus, lamelleux, cassans, fusibles, inflammables, quelquefois même par le choc ; fétides par le contact de l'eau et de l'air humide. Le phosphore y perd sa propriété lumineuse, et même une grande partie de sa combustibilité.

L'action du gaz hydrogène phosphoré sur les métaux n'a point encore été examinée.

Le soufre s'unit dans diverses proportions avec le plus grand nombre des métaux.

Ceux qui sont très-fusibles, deviennent difficiles à fondre, et la combinaison hâte au contraire la fusibilité de ceux qui sont réfractaires; ils portent alors le nom de *sulfures métalliques.*

Le calorique en chasse ou une portion de soufre, ou la totalité.

Ils décomposent l'eau, et il s'en dégage du gaz hydrogène sulfuré, etc.

Les substances métalliques oxidées sont colorées par le plus léger contact du gaz hydrogène sulfuré; leur oxigène partout s'unit à l'hydrogène, et le métal au soufre. L'effet de ce gaz est encore plus marqué sur le plus grand nombre des oxides métalliques; quand ils l'absorbent tout entier, ils forment des oxides hydrosulfurés: ceux qui n'ont pas cette propriété le décomposent et se décomposent en même tems, plus ou moins complettement. Alors, tout, ou une partie seulement de leur oxigène, se porte sur l'hydrogène, avec lequel il forme de l'eau, tandis que le métal, désoxidé ou moins oxidé qu'auparavant, s'unit au soufre et constitue un métal sulfuré.

Les autres propriétés seront décrites à l'article de chaque métal en particulier.

CHAPITRE V.

IIe. Classe. — *Corps brûlés, Oxides et Acides.*

§. Ier.

Des Oxides en général.

Un oxide est un corps qui n'a pas assez d'oxigène pour être acide. On en distingue deux genres, oxides susceptibles de passer à l'état d'acide, et oxides non acidifiables.

On compte dans ce nombre plusieurs des corps combustibles non métalliques, et qui peuvent aussi passer à l'état d'acide; tels sont le phosphore, le soufre, l'azote et le carbone.

Parmi les oxides qui ne peuvent pas passer à l'état d'acide, on doit ranger l'oxide d'hydrogène, ou l'eau, et un grand nombre d'oxides métalliques.

Chaque oxide de la même substance varie par la quantité d'oxigène qu'il contient.

Les oxides peuvent encore être distingués les uns des autres par l'adhérence de leurs principes; il en est qu'on décompose ou qu'on désoxide très-facilement, tandis que d'autres retiennent avec assez de force l'oxigène qui leur est uni.

§. II.

De l'Eau, ou de l'Oxide d'hydrogène.

L'eau est, en général, l'un des agens le plus universel de la nature : outre les besoins ordinaires de la vie pour lesquels on l'emploie habituellement, et que tout le monde connaît, elle concourt à la production et à l'entretien de tous les êtres. Privés de ce fluide, l'homme, les animaux, les végétaux, le globe terrestre lui-même, tout tendrait à une destruction prochaine et inévitable L'eau donne à nos humeurs, et à celles de tous les animaux, la fluidité qui leur convient, et qui les rend propres à circuler dans les plus petits vaisseaux. Combinée avec les alimens, elle dissout les parties salines de ces alimens, et elle les rend propres à affecter, comme il convient, l'organe du goût; c'est le véhicule des sucs nourriciers qui font croître les végétaux : c'est elle qui donne à la terre la fertilité nécessaire à l'accroissement des semences, et à la production de toutes les substances végétales dont elle est couverte. Elle roule et elle entraine avec elle, dans le sein de la terre, les parties des minéraux; elle les rapproche, et elle leur fournit ce qui est nécessaire à leur réunion : elle fournit aux arts une multitude prodigieuse d'avantages dont on verra les détails.

Cette substance se présente aux recherches des physiciens, sous trois états biens différens, solide, liquide et gazeuse.

De la Glace.

Si l'on expose de l'eau à un certain degré de froid, elle perd sa liquidité, et se convertit en une masse plus ou moins solide, qu'on appelle *glace*. La glace est donc l'état naturel de l'eau, puisqu'elle y est dépourvue d'une portion de calorique.

L'eau commence à se geler par des filets de glace qui se font voir à sa superficie. Ces filets touchent, pour l'ordinaire, par un de leurs bouts, les parois du vase; ils sont presque tous différemment inclinés sur ces parois, et ils forment avec elles des angles droits; il se joint ensuite de nouveaux filets à ces premiers, qui leur sont différemment inclinés, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'il en résulte un premier tissu de glace qui devient toujours plus épais, à proportion que le froid continue ou qu'il augmente.

Lorsque la congélation a été prompte, la glace est en masse compacte, opaque. Quelquefois elle est transparente.

Lorsque la congélation a été lente, elle offre des aiguilles qui se joignent sous un angle de 60 ou 120 degrés; quelquefois on obtient des prismes quadrangulaires, aplatis, terminés par deux sommets dièdres.

A proportion que l'eau approche de la congélation, il se fait dans son intérieur une espèce de bouillonnement à l'occasion des molécules d'air qui en sortent ou qui se détachent d'entre les interstices de l'eau. Cet air divisé se rassemble sous la forme de bulles, plus ou moins grosses vers le centre et vers l'axe du vaisseau ainsi que vers les

bords et vers la superficie de la glace; mais elles sont en plus grand nombre vers le fond et vers les parties inférieures, dont elles semblent quelquefois partir, et y tenir par une queue qui représente assez bien une larme, dont la tête est tournée vers l'axe.

Dans un vase profond et étroit, le milieu de la superficie de la glace est ordinairement plus élevé que les bords, parce que l'air qui l'amasse vers l'axe et vers le fond s'y trouve en si grande quantité, qu'il a la force, non-seulement de remonter, mais encore de rompre souvent la première couche de glace qui s'était formée sur l'eau.

M. *Ritter*, physicien à Munich, a annoncé que la glace contient plus d'oxigène que l'eau, et que l'hydrogène se dégage pendant la congélation. Ce fait n'a pas encore été confirmé en France.

L'air qui se dégage par la congélation contient plus de gaz azote que l'air atmosphérique, tandis que l'air qui reste combiné contient plus de gaz oxigène, dans la proportion de 27,3 et 33,5, d'après l'eudiomètre de *Volta*. (Voyez *Humboldt* et *Gay-Lussac*, expériences eudiométriques.)

Tels sont les phénomènes qu'on remarque tranquillement lorsque la température de l'air n'est pas fortement altérée; mais si le froid augmente et qu'il survienne tout-à-coup, à peine a-t-on le tems de s'apercevoir de tous ces changemens : ils se succèdent rapidement les uns aux autres. Les bulles d'air sont disséminées dans toute la masse, et le vaisseau casse assez souvent par l'expansion de la glace. Sa force se déduit de la résistance qu'elle oppose à sa rupture.

On en trouve des exemples dans des bombes remplies d'eau, et qui crèvent dès que l'eau passe à l'état solide; on sait aussi que le seuil des portes se soulève, que les pierres se brisent, que les arbres se fendent, que les aqueducs se dégradent.

Quant à la fracture des vaisseaux et à l'augmentation de volume de la glace, il paraît que ces phénomènes ne sont pas toujours dus à l'air contenu dans l'eau, mais plutôt à un arrangement particulier des molécules qui laissent des vides entre les cristaux; car l'eau privée d'air autant que les moyens le permettent, offre le même résultat. Il en est de même des sels cristallisés dans des vaisseaux clos.

Dans quelqu'état qu'on considère l'eau, c'est toujours une forte puissance mécanique. Est-elle simplement liquide, elle humecte, elle pénètre, et elle gonfle avec force les fibres desséchées des végétaux. C'est un moyen ingénieux dont on se sert pour détacher des masses énormes de pierre, telles que des meules de moulins; le carrier les scie tout autour, et lorsqu'il n'y a plus que le noyau à rompre pour détacher la meule de la carrière, il fait entrer d'espace en espace, dans le chemin que la scie s'est tracé, des coins de bois tendre et sec. Il arrose ensuite les coins; l'eau qui les pénètre écarte les fibres ligneuses, et l'expansion qu'elle leur procure, suffit pour vaincre la force avec laquelle la meule tient à la carrière.

L'accès de l'air favorise la production de la glace.

Il y a production sensible de chaleur dans le moment où l'eau passe à l'état solide.

Une agitation légère du liquide facilite sa conversion en glace.

La glace s'évapore continuellement ; quand la glace est formée avec de l'eau purgée d'air, sa masse n'est point interrompue par des bulles.

Sa solidité est telle qu'on peut la réduire en poudre.

Son élasticité est très-forte et beaucoup plus marquée que celle de l'eau liquide.

Elle a une saveur très-vive.

Elle a moins de pesanteur que l'eau qu'elle surnage : comparée à celle de l'eau, elle est dans le rapport de 8 à 9. Ce phénomène paraît dépendre des grandes quantités d'air interposé, et sur-tout de la forme symétrique que prennent les molécules en se cristallisant.

Beaucoup de corps concrescibles par le froid, et fusibles par la chaleur, présentent le même phénomène ; le beurre, les graisses, la cire.

Sa transparence est troublée par des bulles d'air.

L'expérience suivante en fournit la preuve : on remplit un tube cylindrique d'eau chaude ; on y met quelques morceaux de glace ; à mesure que la glace fond, il se dégage des bulles d'air qui viennent crever à la surface de l'eau.

On peut encore s'en convaincre, en examinant avec attention un morceau de glace ; et en perçant, sous de l'eau liquide, les cavités que l'œil y aperçoit, on voit l'air sortir en bulles très-sensibles.

En passant de l'état solide à l'état liquide, elle produit du froid.

Cette production du froid par la fonte de la glace, est encore prouvée par l'usage où sont les limonadiers de fondre certains sels avec la glace, pour déterminer un froid sous zéro.

A cet effet, on mêle quatre parties de glace avec une partie d'acide nitrique; on plonge un thermomètre dans le mélange; on le fait descendre de zéro jusqu'à 22 au dessous. (Voyez *acide nitrique*.)

Avec le sel marin, le muriate de chaux, on a un effet à-peu-près semblable.

La grêle et la neige ne sont que des modifications de la glace; on peut considérer la grêle comme produite par le dégagement subit du fluide électrique, qui concourt à rendre l'eau fluide.

De l'Eau à l'état liquide.

La liquidité est un état particulier des molécules des corps, dans lequel elles sont retenues par une compression exercée sur elles, qui les rapproche, les unit en leur laissant la faculté de se mouvoir indépendamment les unes des autres.

La liquidité diffère de la solidité, en ce que, dans ce dernier état, les molécules adhèrent avec force; et de la gazéité par l'union intime et l'élasticité du liquide : il paraît que la liquidité est la limite de la compression des gaz par une force extérieure.

Les propriétés des liquides sont : 1°. de se mettre en équilibre sous des pressions égales, et ils varient par des pres-

sions inégales ; 2°. d'exercer une pression dans tous les sens ; 3°. par la propriété de s'élever au-dessus ou de s'abaisser au-dessous de leur niveau dans les tubes capillaires.

On entend par tubes capillaires, des tubes dont le diamètre est quelquefois si petit, qu'on peut à peine y introduire un cheveu.

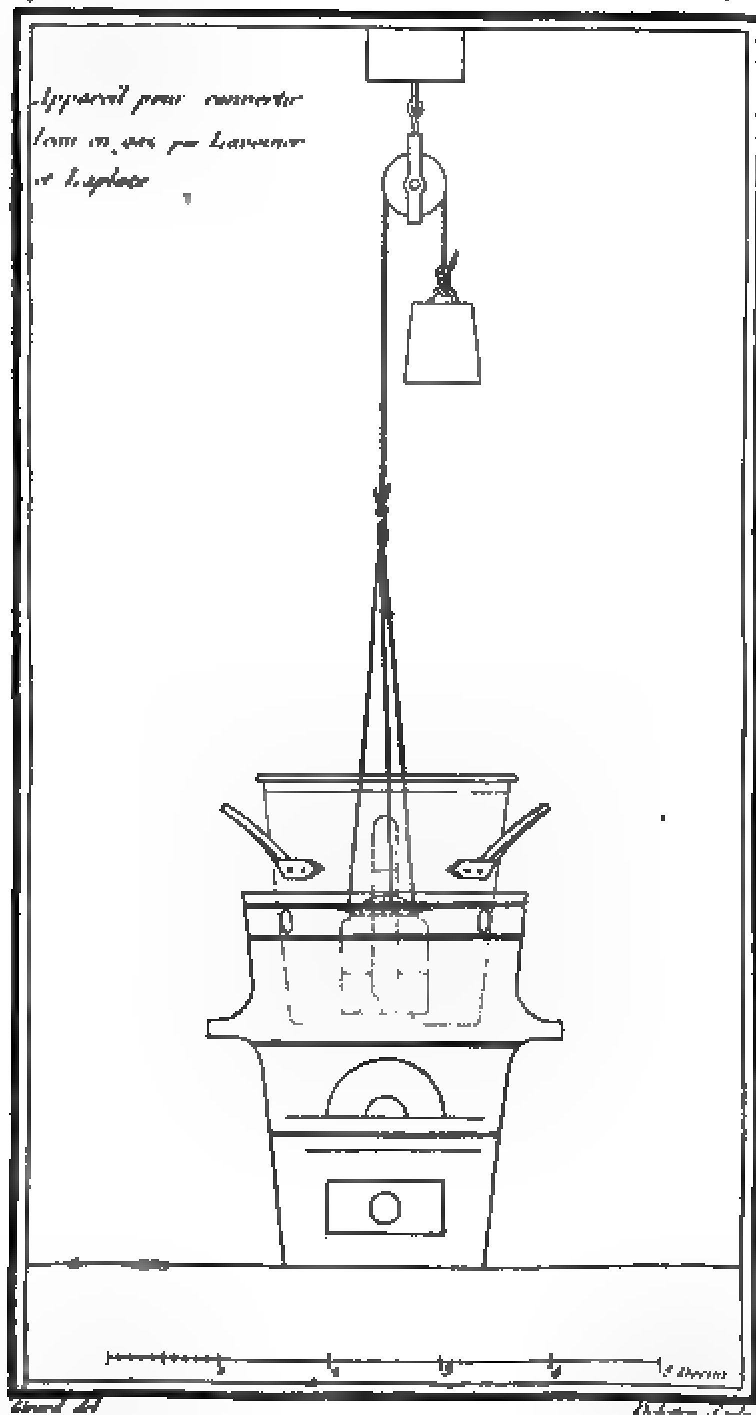
Il n'est pas cependant nécessaire qu'ils soient aussi menus. Ils peuvent être faits de verre, de métal, etc.

Tous corps poreux et capables d'admettre des liqueurs dans leur intérieur, peuvent être considérés comme des assemblages de tuyaux capillaires.

Les principaux phénomènes des tubes capillaires, sont que l'eau et toute autre liqueur, à l'exception du mercure, s'élèvent constamment au-dessus du niveau dans tout espace capillaire quelconque.

L'eau a quelques propriétés générales; elle est diaphane; lorsqu'elle est pure, on peut, à travers, distinguer les corps étrangers placés à une assez grande distance. C'est ainsi qu'on voit le sable; c'est ainsi que les poissons distinguent, à une distance plus ou moins éloignée, la nourriture qui leur est propre, et qu'ils se sauvent de la voracité de leurs ennemis. Mais malgré cette limpidité, cette transparence, et la facilité avec laquelle elle livre passage aux rayons de lumière, elle leur fait souvent subir des mouvemens particuliers qui les déroutent et qui les détournent du chemin qu'ils tendaient à suivre, ce qui est très-bien expliqué par la réfraction.

Quelque diaphane qu'on la suppose, elle réfléchit, mal-


Pl

gré cela, une partie des rayons incidens qui parviennent à sa surface. Dans ces tems reculés, où les hommes profitaient de tous les secours qu'ils pouvaient attendre de la nature, la surface d'une eau tranquille fut le premier miroir qu'ils consultèrent.

La saveur de l'eau est beaucoup moins forte que celle de la glace, plusieurs physiciens la regardent comme insipide.

Son élasticité est très-faible; son état d'agrégation liquide rend sa force de combinaison plus énergique.

Elle s'unit à un grand nombre de corps, et elle favorise même singulièrement leur combinaison réciproque.

Elle ne s'unit point à la lumière qui ne fait que la traverser.

De l'Eau à l'état de gaz.

Pour convertir l'eau à l'état de gaz, *Lavoisier* et *Laplace* ont fait l'expérience suivante. (*Voyez* la planche.)

On remplit une cloche de mercure, et on la renverse sur une soucoupe remplie de ce métal; on fait passer un peu d'eau dans cette cloche, et on donne au mercure une chaleur de 95 à 100 degrés, en le plongeant dans une chaudière pleine d'eau-mère bouillante, de nitre, ou de sel marin.

L'eau se raréfie et occupe toute la capacité de la cloche. Dans cet état, l'eau acquiert des propriétés particulières; elle est parfaitement invisible; sa dilatation est considérable, puisqu'elle occupe 1700 fois plus d'espace.

Elle jouit d'une élasticité et d'un ressort tels, qu'elle

produit des explosions terribles lorsqu'elle est resserrée, et qu'on peut l'employer en mécanique pour faire mouvoir de grandes masses, comme on le voit dans les pompes à feu, la marmite à *Papin.*

L'eau ramollit les substances extractives muqueuses, corrode et brûle les métaux, dissout les sels, etc.

Lorsqu'on met des substances végétales dans l'eau, on remarque que ce liquide est absorbé, et que les matières végétales se ramollissent. L'action de l'eau chaude est plus active; le tissu végétal est plus intimement pénétré et se divise plus facilement.

L'eau bouillante change singulièrement certains végétaux; les uns deviennent plus tendres, d'autres changent leur saveur douce et sucrée, en une saveur acerbe et fade.

L'action de l'eau sur les substances animales, présente à-peu-près les mêmes phénomènes; elles se divisent et se dissolvent en partie dans ce liquide. Une action lente de l'eau sur les matières animales, les convertit en *adipocire.*

Eau et calorique, — résultats : { Eau bouillante,
— distillée,
— en vapeurs. }

L'eau, chauffée depuis la température de la glace fondante jusqu'à celle de 100° centigr., se dilate de $\frac{1}{26}$, et se réduit ensuite en vapeur. C'est ce passage de l'état liquide à celui de fluide aériforme qui constitue son ébullition.

La pesanteur de l'air influe singulièrement sur l'ébulli-

tion de l'eau ; elle oppose un obstacle à sa dilatation et à sa vaporisation.

Si on soustrait le poids de l'atmosphère, par le moyen de la machine pneumatique, et que l'on y place de l'eau échauffée auparavant à 40 degrés, on la verra bouillir avec beaucoup de force et se réduire en vapeurs. C'est pour cela que les liqueurs très-évaporables et très-volatiles, comme l'alcool, l'éther, l'ammoniaque liquide, perdent la plus grande partie de leur force sur les hautes montagnes.

Si l'on chauffe de l'eau dans des vaisseaux fermés, et dans un appareil propre à en recueillir les vapeurs, ces dernières condensées par le froid, et rassemblées dans un récipient, forment l'eau distillée.

Comme il importe aux chimistes d'avoir à leur disposition de l'eau très-pure, il est nécessaire d'indiquer les moyens qu'on peut mettre en usage pour porter une eau quelconque à ce degré de pureté. On purifie l'eau par la distillation. Cette opération se fait dans des vaisseaux qu'on appelle *alambics*.

L'alambic est composé de trois pièces : une cucurbite, un bain-marie d'étain, et un couvercle appelé chapiteau; et suivant les substances que l'on distille, on ajoute au bec du chapiteau un seau en cuivre, dans lequel serpente un tuyau d'étain, d'où lui est venu son nom *serpentin ;* il sert à contenir de l'eau froide, afin d'entretenir à une basse température la liqueur qui distille.

Si l'on ne veut avoir que de l'eau distillée, on ne se sert que de la chaudière, ou cucurbite, et de son chapiteau. A cet effet, on met de l'eau de rivière dans la cucurbite ; il faut toujours avoir soin de prendre de l'eau très-pure ; on

l'élève en vapeurs par le moyen du feu, et on condense ces mêmes vapeurs, en rafraîchissant le chapiteau avec de l'eau froide : ces vapeurs condensées coulent dans un vase destiné à les recevoir ; c'est ce qu'on appelle *eau distillée.* L'eau distillée a une saveur fade ; elle fait éprouver un sentiment de pesanteur à l'estomac.

De nos jours, les procédés distillatoires ont été singulièrement perfectionnés dans le midi de la France. En nous occupant de la distillation du vin, je ferai connaître les appareils ingénieux qui ont été imaginés pour obtenir, par une seule opération, l'alcool au degré de rectification desirable. Avant d'en venir là, je crois utile d'exposer ici le moyen que propose aujourd'hui M. le docteur *Duportal,* pour distiller les substances aromatiques. Voici comment s'explique ce professeur de physique et de chimie de Montpellier, dans un mémoire qu'il vient de lire à l'Institut.

« Au lieu de mettre dans la chaudière les substances « odorantes, fraiches ou sèches que je veux distiller, je « les supporte sur une grille métallique qui divise dans « son milieu un vase ovoïde placée entre l'alambic et le « serpentin. Je fais arriver au fond de ce vase la vapeur « aqueuse ou alcoolique qui sort de la chaudière. Cette « vapeur traverse aisément la matière mise à distiller, se « charge de son *arome*, et se condanse ensuite dans les « circonvolutions du serpentin. Le produit qui en résulte « n'offre jamais *le goût du feu;* il contient bien moins de « mucilage que dans le procédé ordinaire, par cela même « que dans le nouveau procédé la matière n'éprouve pas « de coction, aussi ce produit dépose-t-il facilement des « flocons mucilagineux. »

Il est aisé de sentir combien doit être utile ce nouveau mode de distillation des substances aromatiques. L'appareil est à-la-fois simple et commode ; l'opération n'offre point les inconvéniens attachés au procédé ordinaire ; le produit en est infiniment meilleur. C'est donc avec raison que M. le docteur *Duportal* avance que le pharmacien, le distillateur, le parfumeur, le liquoriste, s'empareront avec succès de son nouveau procédé, pour améliorer la fabrication des produits odorans qu'ils livrent au commerce et à la médecine.

Des propriétés chimiques de l'Eau.

On divise les eaux en six espèces : eau de pluie, ou de neige, ou de grêle, de fontaine, de lacs, de rivières, de puits et de mer.

On distingue encore les eaux par la manière dont elles agissent sur l'estomac, sur le savon, et par la cuisson des légumes, etc., en eaux crues, eaux dures. Telles sont les eaux qui contiennent des substances salines, de l'acide carbonique, du sulfate de chaux, de l'argile, du fer, des extraits de végétaux altérés par la putréfaction. Toutes ces eaux sont mauvaises à boire.

L'eau pure ne s'altère pas, elle peut se conserver des années dans des flacons bouchés. (*Voyez* l'article *carbone*, quant à l'action de cette substance sur l'eau.)

L'eau s'unit à l'air de deux manières ; elle absorbe ce fluide élastique, et s'en charge dans son état de liquidité ; il est même démontré que c'est à cette combinaison avec l'air qu'elle doit sa saveur vive et fraîche.

La dissolubilité de l'eau dans l'air, et sa précipitation sont démontrées par l'hygromètre. Les hygromètres sont formés d'une substance qui a de l'affinité pour l'ea u.

On mesure avec les hygromètres la quantité d'eau dissoute dans l'air, de trois manières : par l'augmentation du poids des substances hygrométriques, par la rotation de quelques-uns ; par leur augmentation ou leur diminution de volume.

Les premiers hygromètres se font, en appliquant à l'extrémité d'un levier, des substances hygrométriques, telles que les éponges, le chanvre, la toile, l'acide sulfurique, la potasse, le nitrate de chaux, etc., en observant les poids placés à l'autre extrémité, pour faire équilibre.

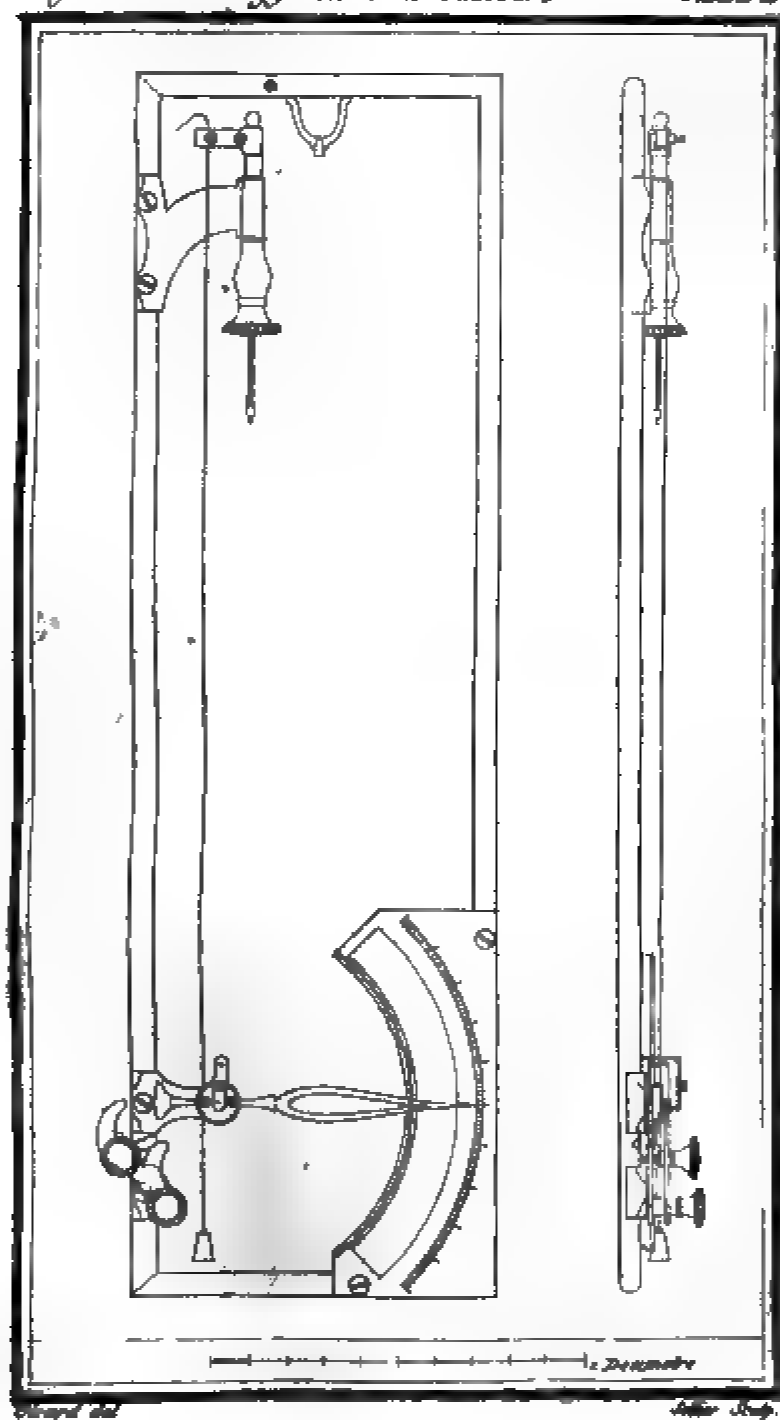
Les seconds hygromètres se font avec des substances torses, ou susceptibles de se tordre, telles que la corde, le fanon de baleine, etc.

Les troisièmes mesurent l'hygrométricité, par l'augmentation ou la diminution de volume des corps, tels sont les hygromètres à plumes, etc., ou par l'alongement seul des corps, tels que les hygromètres à papier, à parchemin, à bois, à cordes, à cheveu.

Entre tous ces hygromètres, celui que l'on préfère, par la facilité avec laquelle on peut en construire de comparables, c'est l'hygromètre à cheveu, imaginé par *Saussure*. (*Voyez* la planche.) Il a l'avantage de n'être affecté par aucune des vapeurs produites par l'alcool, l'éther, le camphre, l'huile de térébenthine, les huiles grasses.

Les cheveux coupés sur une tête saine et vivante, ont besoin, avant d'être employés, d'être bouillis pendant une

Page 280 1er Vol   Hygromètre de Saussure   Planche 13



demi-heure, dans une dissolution de carbonate de soude, faite avec 96 parties d'eau sur une de carbonate de soude, et lavés ensuite dans une eau pure, où on les fait bouillir de nouveau.

Saussure attache un des deux bouts du cheveu à un point fixe, et l'autre à la circonférence d'un petit cylindre mobile, qui porte à l'une de ses extrémités une aiguille légère. Le cheveu est bandé par un contrepoids de trois grains suspendus à une soie déliée, qui est roulée en sens contraire autour du même cylindre. A mesure que le cheveu s'alonge ou se raccourcit, il fait tourner le cylindre dans un sens ou dans l'autre; et par une suite nécessaire, la petite aiguille, dont les mouvemens se mesurent sur la circonférence d'un cercle gradué, autour duquel l'aiguille fait sa révolution, comme dans les cadrans ordinaires. De cette manière, une variation très-petite dans la longueur du cheveu, devient sensible par le mouvement beaucoup plus considérable qu'elle occasionne dans l'extrémité de l'aiguille; et l'on voit aisément qu'à des degrés égaux d'alongement ou de raccourcissement dans le cheveu, répondent des arcs égaux parcourus par l'aiguille.

Pour donner à l'échelle une base qui puisse mettre en rapport tous les hygromètres construits d'après les mêmes principes, *Saussure* prend des termes fixes, dont l'un est l'extrême de l'humidité, et l'autre celui de la sécheresse: il détermine le premier, en plaçant l'hygromètre sous un récipient de verre, dont il a mouillé exactement, avec de l'eau, toute la surface intérieure. L'air, en se saturant de cette eau, agit par son humidité sur le cheveu, pour l'alonger. On humecte de nouveau l'intérieur du récipient, autant de fois qu'il est nécessaire, et l'on reconnait que

le terme de l'humidité extrême est arrivé, lorsque par un séjour plus long sous le récipient, le cheveu cesse de s'étendre.

Le moyen adopté par le même physicien, pour parvenir au terme de l'extrême sécheresse, consiste à renfermer l'hygromètre sous un récipient chaud et bien desséché, avec un morceau de tôle pareillement échauffé et couvert de potasse pure. Cet alcali, en exerçant sa faculté absorbante sur ce qui reste d'humidité dans l'air environnant, détermine le cheveu à se raccourcir, jusqu'à ce qu'il ait atteint le dernier terme de sa contraction.

L'échelle de l'instrument est divisée en cent degrés. Le *zéro* indique le terme de l'extrême sécheresse, et le nombre *cent* celui de l'humidité extrême. L'inventeur a senti les avantages de la division décimale, pour la facilité des calculs, et n'a pas balancé à l'adopter.

Les effets de l'humidité et de la sécheresse sur le cheveu, sont modifiés par ceux de la chaleur qui agit sur lui, tantôt dans le même sens, et tantôt en sens contraire; en sorte que, si l'on suppose, par exemple, que l'air s'échauffe autour de l'hygromètre d'une part, cet air, dont la faculté dissolvante à l'égard de l'eau sera augmentée, enlevera au cheveu une portion de l'eau dont celui-ci était imbibé, ce qui tendra à raccourcir le cheveu, tandis que d'une autre part, la chaleur, en le pénétrant, agira, quoique beaucoup plus faiblement, pour l'alonger, et ainsi l'effet total se trouvera compliqué de deux effets partiels et contraires, l'un hygrométrique et l'autre pyrométrique.

Dans les observations qui exigent une certaine précision, il est donc nécessaire de consulter le thermomètre

en même tems que l'hygromètre; et en conséquence, l'inventeur a construit, d'après l'observation, une table de construction, qui mettra les physiciens à portée de démêler toujours l'effet principal, ou le degré de l'humidité de l'air, d'avec l'effet accessoire produit par la chaleur.

On peut priver l'eau de l'air qu'elle contient, soit par l'ébullition, soit par la distillation.

Quand on veut connaître qu'une eau est aérée, on y met un cristal de sulfate de fer très-pur.

Si l'eau n'est pas aérée, le cristal reste transparent, et le contraire arrive si l'eau est aérée, il se recouvre d'une poussière jaune. L'eau bouillante et l'eau distillée recueillies avec soin, donnent des exemples de l'eau non aérée.

On reconnaît encore la présence de l'air dans l'eau, par l'acide sulfurique concentré.

Quand on verse l'acide, il y a effervescence; les deux liquides se concentrent, se pénètrent, et l'effervescence n'est autre chose que l'air contenu dans l'eau qui se dégage : mais cet air est plus pur que l'air atmosphérique; ce qui annonce que l'eau, en dissolvant ainsi l'air, a plus de prise sur l'oxigène que sur l'azote.

Si l'on fait cette expérience dans un bocal, en le renversant, on voit monter l'air, et on peut ensuite le peser et calculer la quantité d'air contenu dans l'eau; on voit même après cela, en remuant l'acide, des stries se former, ce qui annonce le mélange des deux liquides.

L'air qui se trouve dans l'eau a toujours d'autres proportions que l'air atmosphérique. Les expériences de

MM. *Humboldt* et *Gay-Lussac*, sur l'absorption des gaz par l'eau, donnent le résultat suivant.

Le gaz oxigène est absorbé le plus fortement par l'eau de la Seine : de 100 parties de gaz oxigène, l'eau en a absorbé 40. Les 60 parties qui restaient étaient composées de 37 de gaz azote, et de 23 de gaz oxigène. 100 parties de gaz oxigène avaient donc, d'après cela, perdu dans l'eau de la Seine, 77 parties, et en avaient dégagé 37 de gaz azote.

L'eau n'a pas paru avoir beaucoup d'action sur un volume de gaz hydrogène.

Le volume du gaz azote pur sur l'eau a été diminué de 2 à 3 pour 100 ; mais le résidu n'était plus du gaz azote pur. On y trouva 0,11 de gaz oxigène qui était dégagé par 0,14 de gaz azote.

Quoique le gaz hydrogène ne soit pas sensiblement absorbé par son contact avec l'eau de rivière, un mélange de ce gaz avec le gaz oxigène a été absorbé en quantité considérable. La diminution de volume est d'autant plus forte, que le gaz oxigène est prédominant, comme, par exemple, dans un mélange de 200 parties de gaz oxigène, et de 100 parties de gaz hydrogène.

Dans toutes ces expériences, il s'est dégagé du gaz azote de l'eau. Dans le résidu d'un mélange de parties égales de gaz oxigène et de gaz hydrogène, MM. *Humboldt* et *Gay-Lussac*, ont trouvé, sur 100 parties, azote 20, gaz hydrogène 50, et gaz oxigène 30. Plus l'absorption du gaz oxigène était grande, plus il y avait de gaz azote dans l'eau.

Un mélange de 400 parties de gaz oxigène, et de 200 de

gaz hydrogène, qui séjourna pendant 10 jours sur de l'eau de la Seine, fut réduit à 562; ce résidu était composé de 246 de gaz azote, de 142 de gaz hydrogène, et de 174 de gaz oxigène.

Pour résoudre la question, si le gaz hydrogène absorbé forme de l'eau avec le gaz oxigène, on mit en contact un mélange de ces deux gaz avec de l'eau privée d'air par l'ébulition. Au bout de 12 jours, on distilla cette eau: on trouva dans l'air retiré, une quantité suffisante de gaz oxigène pour enflammer le mélange par l'eudiomètre de *Volta*.

L'eau de rivière agit moins sur un mélange de gaz oxigène et de gaz hydrogène. Lorsqu'on met l'eau en contact avec du gaz oxigène, il se dégage du gaz azote; si au lieu d'oxigène on fait un mélange d'hydrogène et d'oxigène, elle en absorbe une partie, et elle donne en place du gaz azote.

En général, l'eau tend à modifier la proportion de l'air qu'elle contient, d'après la nature du gaz qu'on lui présente. Comme l'eau de la Seine est en partie chargée d'un mélange de gaz oxigène et de gaz azote, il paraît naturel qu'elle agisse davantage sur un mélange de gaz oxigène et de gaz hydrogène, que sur des substances dont elle est déja chargée.

Le phosphore et le soufre n'ont pas d'action sensible sur l'eau.

Quant aux métaux, les uns n'y éprouvent aucune altération, sur-tout lorsque l'eau est bien privée d'air; les autres la décomposent, s'y oxident, et laissent dégager l'hydrogène.

Tous ces détails sur les propriétés chimiques de l'eau, ne l'ont encore présentée que comme un agent très-puissant dans les combinaisons, et susceptible de s'unir à un grand nombre de corps : mais elle éprouve, dans plusieurs de ces combinaisons, une altération singulière, qui n'a été découverte que depuis 1784.

On savait depuis longtems que l'eau favorisait la combustion ; mais on était loin de penser que la plupart de ces phénomènes fussent produits par la décomposition de ce fluide, et il a fallu le génie de *Lavoisier*, pour porter ce point de doctrine au degré de certitude et de précision où il est parvenu.

Depuis les expériences de *Lavoisier*, *Laplace*, *Monge* et *Meunier*, on en a imaginé de très-simples, et que l'on peut faire dans les cours ; quoiqu'elles ne donnent pas cette précision que l'on desire dans des expériences exactes, ou des recherches, elles n'en sont pas moins concluantes. En outre, leur simplicité fait qu'on peut en présenter la série dans l'espace de tems qu'exige une leçon.

Décomposition de l'Eau.

1°. Par le charbon. Il en résulte du gaz hydrogène carboné, et du gaz acide carbonique. On prend un tube de porcelaine, que l'on fait passer à travers un fourneau, en lui donnant une légère inclinaison. On introduit dans ce tube du charbon que l'on fait chauffer auparavant dans des vaisseaux fermés. On adapte ensuite à l'extrémité de ce tube, une cornue de verre qui contient une quantité bien connue d'eau distillée, et à son extré-

mité inférieure un tube courbé, qui va plonger dans un flacon à deux tubulures; enfin à l'une des deux tubulures du flacon on adapte un autre tube destiné à conduire les fluides aériformes sous une cloche. Tout étant ainsi disposé, on allume assez de feu dans le fourneau, pour entretenir toujours bouillante l'eau de la cornue, on allume en même tems du feu dans le fourneau du tube, et on l'alimente de manière à le faire rougir. L'opération finie, on ne retrouve plus dans le tube que quelques atômes de cendre, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique et du gaz hydrogène carboné.

2°. On peut encore opérer cette décomposition d'une manière plus prompte, mais moins exacte; c'est de plonger sous des cloches pleines d'eau un charbon rouge, le même effet a lieu; mais l'opération est fort longue.

3°. On met au-dessus du mercure, dans une petite cloche de verre, une quantité connue d'eau distillée bien pure et de limaille de fer : peu-à-peu cette dernière est rouillée, et il se dégage du gaz hydrogène. Le fer est aussi brûlé par l'eau; ce qui constitue un oxide noir. A chaud, on l'obtient cristallisé.

4°. En faisant passer un fer rouge sous des cloches pleines d'eau, on opère la décomposition de l'eau.

5°. Voici encore un procédé que l'on peut suivre et qui est très-simple. On prend un canon de fusil (si le canon est un peu oxidé, on y introduit un peu de limaille de fer), on le place dans un fourneau : on ajoute à son extrémité la plus élevée, un entonnoir destiné à contenir l'eau, et à ne la lâcher que goutte à goutte par le moyen d'un robinet; en place d'entonnoir, on peut se servir d'un

tube courbé en siphon, et terminé par un petit entonnoir. A l'autre extrémité du canon, on place un récipient tubulé, ou même un flacon à deux tubulures, destiné à recevoir l'eau qui passe sans se décomposer, à la deuxième tubulure, on adapte l'appareil pneumato-chimique. On fait ensuite rougir le canon, et on y introduit l'eau goutte à goutte; on obtient du gaz hydrogène.

Comme l'expérience faite en 1790, par *Fourcroy*, *Vauquelin* et *Séguin*, peut être regardée comme un modèle d'exactitude; nous en donnerons les résultats.

D'après le poids, 100 parties d'eau seraient composées :

Oxigène	85,662
Hydrogène	14,328
	100,000

Recomposition de l'Eau.

Il ne suffit pas d'avoir décomposé l'eau en ses principes constituans, l'oxigène et l'hydrogène; il faut, pour une pleine conviction, reformer de l'eau avec les élémens qui ont résulté de sa décomposition : la chimie moderne nous met à même de remplir ces conditions.

Ceux qui auraient les machines qu'exige cette expérience, peuvent consulter, pour les détails, l'ouvrage même de *Lavoisier*.

Dans nos laboratoires, nous n'avons point ces sortes d'appareils; le court espace d'une leçon ne comporte pas de telles expériences : cependant, on peut présenter aux élèves un simulacre d'expérience.

On met dans un flacon, ou goulot à deux tubulures, de la limaille de fer. On adapte à l'une des deux tubulures un tube de six millimètres de diamètre, terminé par un tuyau capillaire; on ajuste sur ce flacon une cloche bien sèche. Quand l'appareil est monté, on verse par l'autre tubulure de l'acide sulfurique étendu d'eau; aussitôt il se dégage du gaz hydrogène par le tube, on l'enflamme avec une bougie allumée, et on le laisse brûler sous la cloche. Des vapeurs remplissent la cloche; un instant après, on voit des goutelettes d'eau en tapisser les parois. Le gaz hydrogène a donc décomposé l'air atmosphérique renfermé sous la cloche.

Comme ces chimistes n'ont pas eu égard au gaz chargé d'eau qui, d'après *Saussure*, est de 10 grains par pouce cube, à 14 degrés; il faut en rendre compte et déterminer la pesanteur spécifique des gaz. D'après cette correction, on aurait lès rapports suivans :

Oxigène	87,41
Hydrogène	12,59
	100,00

La proportion des deux gaz en volume peut être, selon *Fourcroy*, *Vauquelin* et *Séguin*, à 28 pouces du baromètre, et 10 degrés de température, de

Gaz oxigène	100
. . . hydrogène	205

D'après *Humboldt* et *Gay-Lussac*, de

Gaz oxigène	100
. . . hydrogène	200

Une autre expérience de *Lavoisier* vient encore à l'appui de cette vérité Sous une très-grande cloche de verre, pleine d'air atmosphérique, et renversée sur le mercure, on introduit une lampe contenant de l'alcool; on attache à la mèche un atôme de phosphore, et on allume avec un fer recourbé, rougi au feu, qu'on passe par dessous la cloche. Le mercure s'élève bientôt dans la cloche, et annonce, par son élévation, malgré la chaleur, une diminution rapide et considérable de l'air; après la combustion, il se dépose sur les parois, et à la surface du mercure, une grande quantité de gouttes d'eau. Cette eau, recueillie avec soin, surpasse toujours de près d'un huitième, la quantité d'alcool consumé pendant l'opération : d'où il résulte que l'alcool renferme un des principes de l'eau, l'hydrogène; et c'est l'air de l'atmosphère qui fournit l'autre, l'oxigène, comme dans l'expérience précédente.

C'est par une semblable expérience, que *Lavoisier* a prouvé que seize parties d'alcool donnaient par la combustion dix-huit parties d'eau. La récomposition de l'eau est encore prouvée par une expérience que nous devons à M. *Biot.* Ce physicien a déterminé la combinaison du gaz hydrogène et du gaz oxigène, sans le secours de l'électricité, par le seul effet d'une compression très-rapide; elle force les gaz à abandonner une très-grande quantité de chaleur qui, ne pouvant se dissiper tout-à-coup, élève momentanément leur température, et suffit pour les enflammer dans cet état de compression. (*Voyez* le Mémoire de M. *Biot*, Annales de chimie, tom. 53).

CHAPITRE VI.

Des Acides.

§. 1er.

Des Acides en général.

La formation des acides s'opère par l'oxigénation d'une substance quelconque. En général, l'oxigène est un principe qui parait être commun à la plus grande partie, et qui constitue leur acidité. On les différencie les uns des autres par la nature de la substance acidifiée, ce qui fait que l'on doit distinguer dans tout acide, la base acidifiable à laquelle M. *Guyton-Morveau* a donné le nom de *radical*, et le principe acidifiant, l'*oxigène*.

Les corps combustibles qui se transforment en acides, sont susceptibles de differens degrés de saturation; et les acides qui en résultent, quoique formés de la combinaison des deux mêmes substances, ont des propriétés fort différentes, qui dépendent de la différence de proportion.

Cette différence de proportion a fait donner aux acides une terminaison différente, qui désigne leur état particulier. Ceux qui se terminent en *eux*, sont moins chargés d'oxigène; ceux qui se terminent en *ique*, en contiennent davantage.

Caractères génériques des acides.

Les acides sont des corps solides, liquides, ou fluides élastiques, qui ont une saveur aigre; qui rougissent différentes couleurs bleues végétales; qui sont plus ou moins dissolubles dans l'eau, avec dégagement de calorique; plus ou moins volatils (il en est cependant qui sont assez fixes), incombustibles; ce qui caractérise sur-tout les acides, c'est l'action puissante qu'ils exercent sur presque tous les corps; ils tendent sans cesse à se combiner; ils perdent leurs propriétés acides; ils forment des sels neutres avec les alcalis, les terres, les oxides métalliques; c'est cette grande affinité qui fait que les acides se trouvent rarement à nu.

§. II.

De l'Acide carbonique.

Cet acide a été placé le premier à cause de la forte attraction de ses deux principes formés par l'union saturée du carbone et de l'oxigène.

Il a été regardé par les anciens comme une vapeur pestilentielle, désignée par eux par le nom de *spiritus lethalis.*

Hales le distingua par le nom d'*air fixe. Boerhaave.* l'obtint par l'effervescence saline dans le vide, et le crut de l'air atmosphérique. *Frédéric Hoffmann* le reconnut dans les eaux minérales acidules, et l'appela *vapeur acide, principe éthéré.*

Venel le fixa le premier en 1755, dans l'eau pure, et crut que c'était de l'air.

Black le découvrit en 1757, et le reconnut comme une substance particulière, saturant la craie et les alcalis, leur ôtant la causticité, et lui laissa le nom d'*air fixe*.

Après lui, *Cavendish*, *Macbride*, *Lane*, *Jacquin*, *Priestley*, *Bewly*, *Bergmann*, *Rouelle*, *Chaulnes*, l'examinèrent, reconnurent ses propriétés, quelques-unes de ses combinaisons, et ses attractions chimiques; il fut alors regardé comme un acide.

En 1776, *Lavoisier* en détermina la nature et la composition, entrevue dix ans auparavant par *Cavendish*.

Tennant et *Péarson* l'ont enfin décomposé.

Nous avons vu que le carbone a la propriété de décomposer le gaz oxigène, et d'enlever la base au calorique; mais l'acide qui résulte de cette combustion, ne se condense pas au degré de pression et de température dans lequel nous vivons. Il demeure dans l'état de gaz, et il faut une grande quantité d'eau pour l'absorber. Le carbone uni à l'oxigène, forme donc l'acide carbonique.

De tous les acides, l'acide carbonique est peut-être celui qui est le plus abondamment répandu dans la nature. On le trouve sous trois états, dans des cavités souterraines, et mêlé à l'air, dissous dans les eaux acidules, solide dans les pierres calcaires.

Il est produit journellement par la décomposition des matières animales et végétales, par la respiration, par la combustion, par la fermentation, etc.

On emploie divers procédés pour le recueillir.

1°. Gaz oxigène et charbon : on peut opérer la combustion du charbon comme celle du phosphore, sous une cloche

de verre remplie de gaz oxigène, et renversée dans du mercure; mais comme la chaleur d'un fer chaud, et même rouge, ne suffirait pas pour l'allumer, on se sert d'un charbon déja allumé. Il faut, d'après *Lavoisier*, 72 parties d'oxigène en poids, pour en saturer 28 de charbon.

2°. Extrait du marbre par le feu : on réduit du marbre en poudre; on l'introduit dans un canon de fusil, et on le fait traverser un fourneau, on adapte un tube recourbé à l'extrémité inférieure, et on le fait plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique; on donne un fort coup de feu, jusqu'à faire rougir le canon de fusil, et le gaz acide carbonique se dégage à cette température.

3°. Extrait du carbonate de chaux, ou craie, par un acide : lorsque le gaz acide carbonique est dans un état de combinaison, comme dans la craie, etc., on l'obtient aisément par la réaction des autres acides. On peut employer indifféremment les acides sulfurique, nitrique et muriatique; mais il faut qu'ils soient étendus d'eau. On met jusqu'à six fois son volume d'eau dans de l'acide sulfurique.

On peut varier à l'infini les appareils : voici le plus simple, quand on veut l'obtenir sans appareil pneumato-chimique. On prend un grand matras à long col; on le perce à son extrémité latérale, afin d'y pouvoir ajuster un tube, faisant l'office de robinet. D'une autre part, on prend un flacon de *Woulf*, à deux tubulures, dans lequel on met un acide affaibli; on ajuste à l'une des tubulures un bouchon de liége, percé d'un trou, pour y introduire un tube de verre, dont le diamètre soit environ de 9 millimètres terminé par un entonnoir. On se sert avec avantage d'un petit matras, dont on sépare une demi-sphère;

on tire à la lampe l'autre extrémité du tube, afin d'avoir la facilité de le faire entrer dans le bouchon, on introduit dans ce tube un autre plus petit, garni par le bout d'un peu de filasse ou de coton, afin de lui faire faire l'office de piston. On fait partir de la seconde tubulure un autre tube que l'on adapte au grand matras. L'appareil disposé, on délaie de la craie dans de l'eau; on verse cette craie délayée dans le tube, et on fait agir le piston. Sitôt que la craie se trouve en contact avec l'acide, il se fait une vive effervescence, et le gaz acide carbonique se dégage. On le recueille dans des cloches que l'on place sous le tube faisant office de robinet.

Comme ce gaz acide peut être transvasé, on peut facilement le recevoir ainsi dans des cloches : cela vient de sa différence de densité avec l'air atmosphérique. On peut aussi faire couler ce gaz acide par le robinet d'une lampe à gaz inflammable.

Quand on veut le recueillir sous des cloches à l'appareil pneumato-chimique, on ne se sert que d'un petit matras, ou d'un flacon à deux tubulures, auquel on adapte deux tubes; l'un, pour recevoir la craie delayée, l'autre pour porter le gaz sous les cloches.

4°. Par la fermentation. (*Voyez* cet article)

5°. Par les oxides métalliques.

On prend ordinairement une partie d'oxide rouge de plomb, sur trois de flux noir. On se sert, à cet effet, d'une cornue de grès, à laquelle on ajuste un tube recourbé, qui va plonger dans un flacon de *Woulf;* il part de la seconde tubulure un autre tube, qui va se rendre sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique. Le plomb est réduit à l'état métallique, et on obtient du gaz acide carbonique.

On peut encore obtenir ce gaz, en décomposant les sulfates et les nitrates par du charbon bien sec.

L'acide carbonique, fait de quelque manière que ce puisse être, a des propriétés constantes. Il est invisible, élastique, inodore, plus pesant que l'air atmosphérique. Un pouce cube de ce gaz pèse à-peu-près $\frac{7}{10}$ de grain à 10 degrés de température. La force de cet acide est en général peu énergique : c'est le plus faible de tous. Il n'est point altéré par la lumière. Le calorique le dilate sans lui causer aucun changement ; en vain on en ferait passer dans des tubes de porcelaine incandescens.

Ce fluide aériforme est véritablement un acide de son genre. Les preuves sont :

1°. D'être toujours le même, soit qu'on le dégage par les acides, soit par tout autre moyen ;

2°. De rougir la teinture de tournesol, mais d'une couleur purpurine rougeâtre, et non rouge comme les autres acides; et ce qu'il y a de très-remarquable, c'est que le rouge produit par cet acide, repasse de lui-même au bleu ou violet, en raison du dégagement de ce gaz, ce qui donne un vrai caractère pour reconnaître cet acide d'avec un autre qui serait dans des eaux.

3°. Il se mêle à l'air, dont il fait une petite partie.

On peut aussi le mêler avec le gaz oxigène.

Si on ajoute quatre parties de gaz hydrogène à une de gaz acide carbonique, le gaz hydrogène n'a plus la faculté de s'enflammer à l'approche d'une bougie. Il faut alors séparer le gaz acide par la potasse.

Ce gaz n'est pas propre à alimenter la combustion. Pour le démontrer, on prend trois tubes de verre d'une certaine

hauteur ; on remplit le premier d'air atmosphérique, le second de gaz acide carbonique, le troisième de gaz oxigène. On plonge successivement, et avec promptitude, une bougie allumée dans ces trois tubes, en commençant par celui qui est rempli d'air commun, ensuite par le tube rempli de gaz acide carbonique ; enfin, par celui qui contient le gaz oxigène.

Dans le tube rempli d'air atmosphérique, la bougie brûle avec son éclat ordinaire ; elle s'éteint subitement dans le tube rempli de gaz acide carbonique, et se rallume ensuite dans le tube qui contient le gaz oxigène, en répandant une clarté éblouissante.

Cette expérience offre la confirmation d'une vérité déja établie, savoir : que le gaz oxigène est beaucoup plus propre à la combustion que l'air atmosphérique, et enfin, la preuve la plus complette que les corps enflammés ne sauraient brûler dans le gaz acide carbonique.

Ce gaz est nuisible à la respiration. L'épiglotte, la trachée-artère des animaux se ferment fortement, et la respiration est arrêtée ; l'animal meurt.

C'est ainsi que la grotte du Chien près de Naples, le Puy-de-la-Poule, à Neyrac, dans le Vivarais, ont excité l'étonnement et l'admiration, par la propriété qu'ils ont d'éteindre les corps allumés qu'on y plonge, de suffoquer les animaux qu'on y descend.

Ce gaz est impropre à la végétation. Des racines tenues dans l'eau, imprégnées d'acide carbonique, y périssent. *Sennebier* et *Einhof* ont même observé que des plantes qu'on fait croître dans l'eau, légèrement acidulée par ce gaz, transpirent beaucoup plus de gaz oxigène, parce que,

dans ce gaz, cet acide se décompose; et le principe charbonneux se combine et se fixe dans le végétal, tandis que l'oxigène est poussé au dehors.

Il se dissout dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther; plus l'eau est froide, plus elle en dissout.

Bergmann a appelé cette eau, *eau aérée*.

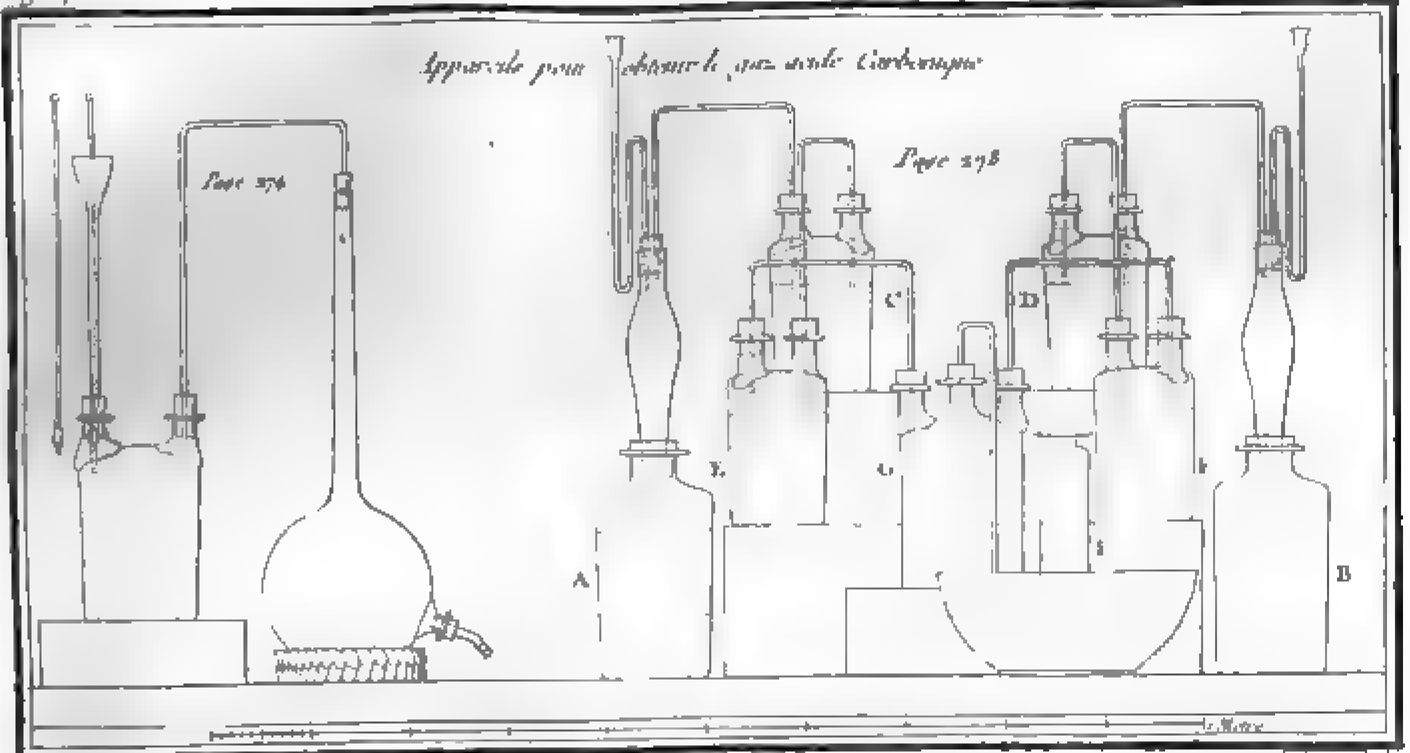
Le docteur *Nooth* a inventé une machine perfectionnée par *Parker* et *Magellan*. Le prix de l'appareil, sa fragilité, en ont presque fait abandonner l'usage.

On se sert communément de plusieurs appareils beaucoup plus simples. On peut se servir d'un petit tonneau avec moitié de gaz acide carbonique, et moitié d'eau, on le suspend et on l'agite.

Appareil pour faciliter la dissolution du gaz acide dans l'eau.

Cet appareil peut servir à faire des carbonates de soude et de potasse, et en général, à mêler tous les gaz qui se refusent à s'unir à des liquides, parce qu'on renouvelle les surfaces.

AB. flacons destinés à agir alternativement; on y met de la craie, et on verse de l'acide sulfurique, étendu d'eau, par un tube à colonne de fluide élevé, qui puisse contrebalancer l'expansion du gaz, et forcer ainsi l'acide de se combiner avec l'eau; le tube venant de *G* à la cloche *I*, et pour saturer de l'acide en gaz, quand on veut; *E* et *F*. flacons qui doivent être égaux de capacité. On met l'eau qu'on veut aciduler en *E*. On pourrait à la rigueur la mettre en *C*; on peut cependant laisser le premier flacon pour recevoir l'acide impur qui passerait; mais alors


Pag. 278 Vol. 1er
Appareils pour obtenir le gaz acide Carbonique
Page 276
Page 278
A
B
C
D
E
1 Mètre

il ne faudrait pas que la branche qui vient du flacon *F*, y plongeât.

Quand la pression s'exerce en *E*, elle se communique en *G* et en *F*, et même en *D* par les siphons, ce qui promène successivement la liqueur; et quand tout ce fluide est arrivé, on fait agir l'acide sur la craie en *B*, qui presse à son tour, et renvoie de l'autre côté, et ainsi de suite alternativement.

On peut encore voir l'appareil de *Welter*, décrit *Annales de Chimie*, tom. 27.

M. *Planche*, pharmacien de Paris, a fait exécuter une machine, à l'aide de laquelle on peut se procurer, en quelques heures, des eaux minérales chargées de 4 à 5 fois leur volume d'acide carbonique. (Voyez *Bulletin de pharmacie*, 2e. année, page 496.)

Brugnatelli a aussi indiqué un appareil pour imprégner des liquides d'acide carbonique. Cet appareil consiste en un tonneau de bois, cerclé de fer, de la capacité de quatre seaux, qu'on remplit aux environs des deux tiers, et qu'on fait communiquer avec un flacon de verre, contenant du marbre et de l'acide sulfurique. Dans le fond supérieur du tonneau, est pratiquée une ouverture qui reçoit un tube recourbé, destiné à éconduire le gaz surabondant.

L'eau saturée de gaz acide carbonique, ne diffère des eaux minérales naturelles, que par d'autres principes qu'elles tiennent en dissolution. Elle est plus pesante que l'eau distillée; elle rougit les papiers bleus.

Si l'on en met sous le récipient de la machine pneumatique, et que l'on fasse le vide, elle bout beaucoup plus vite que l'eau simple; et cependant le gaz, en se dégageant, enlève du calorique, et occasionne un froid qui doit ralentir

l'action du feu; aussi l'eau bout, et le thermomètre est loin de marquer 60 degrés.

L'eau, chargée d'acide carbonique, perd cet acide par sa seule exposition un peu prolongée à l'air.

Le calorique dégage rapidement cet acide, même avec une sorte d'effervescence. Les dernières portions tiennent très-fort à l'eau, et il faut même les faire bouillir long-tems pour les chasser; tant il est vrai que les dernières molécules d'un composé tiennent fortement!

Cet acide liquide précipite l'eau de chaux, quand la chaux est saturée de cet acide, le précipité est insoluble; mais si l'on ajoute encore de l'acide, le précipité disparaît. Il faut observer que ce n'est plus la chaux qui est dissoute, mais bien le composé carbonate de chaux qui s'était formé, on le prouve en versant dessus de la potasse caustique. Cette potasse ne s'empare que de l'excès d'acide, et le carbonate de chaux reparaît.

Avec l'air expiré des poumons, on a un effet semblable.

Le réactif le plus sensible pour l'acide carbonique dans l'eau, est, selon *Pfaff*, l'acétate de plomb, qui donne des indices lorsque l'eau de chaux et la teinture de tournesol n'agissent pas.

Il est incontestable que le gaz acide carbonique est composé de carbone et d'oxigène : l'expérience va nous démontrer la vérité de cette assertion. On prend un tube de verre, fermé à un bout; on y introduit d'abord un peu de phosphore, et ensuite du carbonate de soude, desséché et réduit en poudre fine; on met ordinairement une partie de phosphore sur cinq de carbonate de soude : on ferme ensuite le tube à la lampe, en le finissant par un petit tube

capillaire. On place ce tube au milieu d'un fourneau, de manière que l'extrémité du tube où se trouve le phosphore, n'éprouve pas le contact du calorique; on le fait passer par la grille du fourneau; on entoure ensuite le tube de charbon allumé, et on chauffe jusqu'à ce que le carbonate soit fondu : dans cet état, on lève le tube, et on échauffe le phosphore. Le phosphore brûle, décompose l'acide carbonique du carbonate de soude en le traversant; il se forme du phosphate de soude, et le carbone de l'acide carbonique reste à l'état d'oxide : il se dégage un peu de gaz hydrogène phosphoré. Cette expérience importante, la seule qui constate par l'analyse la nature de l'acide carbonique, a été faite la première fois à Londres, en 1791, avec le marbre, par M. *Tennant.* Un an après M. *George Péarson* a décomposé de la même manière d'autres carbonates.

On emploie donc ici deux affinités; 1°. l'affinité de l'oxigène pour le phosphore; 2°. l'affinité de l'acide phosphorique, qui s'est formé pour la soude.

Pour avoir l'oxide de carbone résultant de l'expérience, on prend la masse noire, et on la lave avec de l'eau distillée, on filtre. Le phosphate de soude reste en dissolution dans la liqueur, et l'oxide se dépose. (*Voyez* aussi l'article *carbone.*)

Nous devons encore à M. *Clouet* une expérience très-ingénieuse et très-simple, qui prouve la possibilité de décomposer l'acide carbonique pour former de l'acier. (*Voyez fer* et *carbonate de chaux.*)

Si l'on a un mélange de gaz oxigène, azote, et d'acide carbonique à analyser, on met le fluide dans une cloche graduée; on y porte de la potasse ou de la chaux causti-

que, et l'on agite doucement; l'acide carbonique se trouve absorbé, et il ne reste plus qu'un mélange d'oxigène et d'azote que l'on sépare par le procédé indiqué à l'article *air atmosphérique*.

Lavoisier a annoncé que 100 grains de gaz acide carbonique étaient composés de 72 d'oxigène et de 28 de carbone.

M. *Berthollet* pense que les proportions en poids sont de, oxigène, 62,3; carbone, 23,3; eau, 14,4.

MM. *Allen* et *Pepys* ont trouvé l'acide carbonique composé de 71,56 parties d'oxigène, et de 28,44 de charbon.

D'après M. *Gay-Lussac*, il contient 27,376 parties de charbon, et 72,624 d'oxigène; M. *Berzelius* a confirmé ce dernier résultat.

L'acide carbonique est employé en médecine, et très-fréquemment en chimie.

§. III.

Acide phosphorique.

L'acide phosphorique n'a été trouvé pur que dans l'urine et dans le suc d'oignons. Il est plus ordinairement combiné avec la chaux, la soude, le fer, le cuivre, le plomb. Il existe aussi dans les substances végétales et animales.

On croyait autrefois que cet acide existait tout formé dans le phosphore, mais *Lavoisier* a démontré qu'il est une combinaison du phosphore avec l'oxigène.

On peut obtenir cet acide, 1°. par la combustion rapide du phosphore dans le gaz oxigène;

2°. En faisant passer un courant de gaz oxigène à travers

le phosphore fondu sous l'eau. Ces expériences sont décrites à l'article *phosphore ;*

3°. Par la décomposition des os,

4°. Par l'acide nitrique qu'on fait bouillir avec le phosphore ;

5°. Par la décomposition du phosphate d'ammoniaque à l'aide de la chaleur dans un vase de platine ;

6°. Par la décomposition du phosphate de plomb à l'aide de l'acide sulfurique.

En traitant ces corps, nous décrirons leur action et la manière d'opérer. (*Voyez* les articles *os*, *acide nitrique*, *phosphate d'ammoniaque* et *plomb*.

Propriétés de cet acide.

Obtenu sans addition d'eau, et dans l'air vital, il est sous la forme de flocons blancs, neigeux, légers, déliquescens, et d'une saveur acide très-forte.

Exposé à l'air, il en attire puissamment l'humidité.

Mis en contact avec l'eau, il s'y fond facilement, et donne un liquide sans odeur, d'une consistance huileuse, très-pesant.

Si on l'expose à l'action du feu dans une cornue, on en retire un phlegme pur ; l'acide se concentre, devient même plus pesant que l'acide sulfurique. Il prend peu-à-peu de la consistance, et en le laissant épaissir davantage, il devient comme une gelée.

Poussé à un feu violent, il se fond en un verre transparent, dur, très-électrique, et il s'en volatilise une grande quantité qui paraît en vapeurs blanches. Ces vapeurs atta-

quent le couvercle du creuset de platine, tandis que l'acide concret qui reste au fond a moins d'action. Après un refroidissement convenable, il prend une forme régulière, et très-souvent il cristallise.

Selon M. *Berthollet*, l'acide phosphorique vitrifié retient $\frac{2}{8}$ de son poids d'eau.

Il attaque le verre et la porcelaine avec lesquels il se vitrifie, et alors il est plus fixe; c'est ainsi que les anciens chimistes l'ont connu et décrit, puisqu'ils n'avaient pas de creusets de platine.

Si l'on expose à l'air cet acide phosphorique vitreux, il se ramollit, et finit par se liquéfier totalement.

D'après M. *Vitalis*, l'acide phosphorique cristallise entre 6 et 8 degrés, term. de *Réaumur* en tétraèdres terminés par un sommet; et d'après M. *Steinacher*, ce sont des parallélipipèdes aplatis dont les sommets sont terminés par deux surfaces taillées en biseaux.

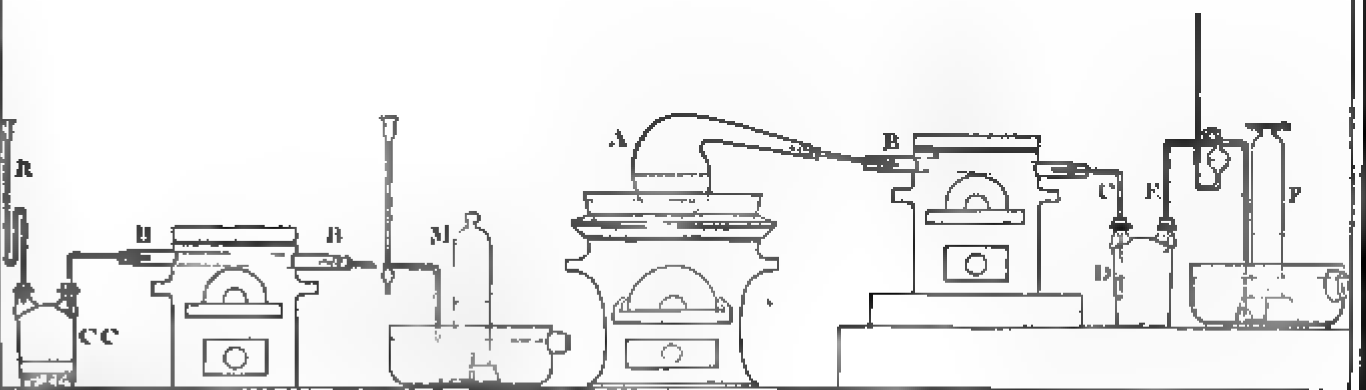
Cet acide est composé, d'après *Lavoisier*, de oxigène 60, phosphore 40.

100 parties d'acide phosphorique, d'après M. *Berzelius*, sont composées de 54,42 parties d'oxigène, et de 45,58 grammes de phosphore.

M. *Rose*, de Berlin, avait trouvé que 5 grains de phosphore consumaient en brûlant 5,555 grains d'oxigène; ainsi cet acide serait d'après cela composé de 52,838 parties d'oxigène, et de 41,162 parties de phosphore.

Acide phosphorique et Gaz hydrogène.

On prend de l'acide phosphorique vitreux, on le met dans un tube de porcelaine, on adapte à son extrémité


Gaz Nitreux en contact avec le Calorique
Page [illegible]
Appareil pour faire de l'acide Nitrique avec le gaz Ammoniaque
et l'oxide de Manganèse
Page [illegible]
R
CC
B
B
M
A
B
C
E
D
F



supérieure, l'appareil pour obtenir le gaz hydrogène; l'autre extrémité est garnie d'un tube qui va plonger dans un flacon à deux tubulures, d'où part un second tube qui va plonger sous une cloche, à l'appareil pneumato-chimique. On fait rougir le tube pour fondre l'acide phosphorique, et l'on fait passer à travers, le gaz hydrogène.

L'hydrogène enlève l'oxigène à l'acide; il se forme de l'eau, et l'on retrouve, après l'opération, du phosphore dans le tube.

Acide phosphorique et Oxide de carbone.

Le carbone, comme corps le plus combustible, enlève également l'oxigène à l'acide phosphorique. (Voyez *phosphate acide de chaux*.

Si l'on fait chauffer de l'acide phosphorique sur de l'oxide de phosphore, l'oxide de phosphore change l'acide phosphorique en acide phosphoreux.

Le soufre ne décompose pas l'acide phosphorique.

On commence à prescrire l'acide phosphorique, comme antiseptique, rafraîchissant, fondant, externe dans plusieurs tumeurs, et sur-tout dans les tumeurs osseuses : il sert à la fabrication de quelques sels.

§. IV.

Acide phosphoreux.

C'est *Lavoisier* qui fit voir, en 1777, la différence qui éxistait entre l'acide phosphorique et l'acide phosphoreux.

Cet acide ne s'obtient que par la combustion lente; on

abandonne le phosphore à lui-même, en le laissant tomber en quelque façon en *deliquium*, à l'air, dans un entonnoir placé sur un flacon. (*Voyez* le détail de l'expérience article *phosphore*).

On peut regarder l'acide phosphoreux comme de l'acide phosphorique, tenant un peu de phosphore en dissolution.

Rapproché convenablement à une douce chaleur, il présente un liquide épais d'une consistance de sirop.

Cet acide prend une odeur fétide et désagréable lorsqu'on le frotte, et sur-tout lorsqu'on le chauffe; une partie se volatilise sous la forme d'une vapeur blanche très-âcre et très-piquante, qui s'enflamme, et qui n'est que du phosphore.

Si l'on fait cette expérience dans un tube soufflé en boule ou dans une fiole à médecine, il s'élève du milieu des flammèches de phosphore qui s'enflamment à l'air, ce qui n'arrive pas à l'acide phosphorique, qui est saturé d'oxigène; mais il faut que l'acide soit concentré. En chauffant ainsi l'acide phosphoreux, il devient acide phosphorique; il paraît que les parties qui se volatilisent au feu sont les plus susceptibles de se dégager par le calorique, et sont les moins saturées d'oxigène, et que c'est lorsqu'elles se sont ainsi dégagées, que le reste est acide phosphorique, et même les bulles brûlées, se saturant d'oxigène, retombent en partie dans l'acide phosphoreux.

Quoiqu'il soit bien prouvé que l'acide phosphoreux n'est pas autre chose que l'acide phosphorique qui tient une partie du phosphore en dissolution, on ne peut parvenir à dissoudre le phosphore dans l'acide phosphorique, et for-

mer ainsi directement de l'acide phosphoreux ; mais on y parvient très-aisément en faisant bouillir l'acide phosphorique avec l'oxide rouge de phosphore.

Cette propriété suffirait seule pour distinguer cet acide de l'acide phosphorique.

Voici encore deux expériences qui distinguent parfaitement l'acide phosphoreux de l'acide phosphorique : on fait chauffer le premier dans une fiole avec l'acide nitrique, il s'en dégage aussitôt des vapeurs nitriques, tandis que l'acide nitrique n'éprouve aucun changement de la part du dernier. On verse dans l'un et dans l'autre une solution de nitrate d'argent qui forme également un précipité blanc; mais celui occasionné par l'acide phosphoreux, passe au brun et finit par être noir, ce qui constitue le *phosphure d'argent.*

Cet acide est décomposé par l'oxide de carbone rouge. Le soufre n'a aucune action sur lui.

Il s'unit facilement à l'eau, et à la plupart des oxides métalliques.

L'acide phosphoreux est peu usité dans les arts.

§. V.

Acide sulfurique.

L'acide sulfurique, placé à juste titre au premier rang des acides minéraux, à cause des propriétés qu'il a de former avec les bases terreuses et alcalines une nomenclature de sels considérable, cet acide, dis-je, n'a jamais été aussi en usage qu'il est aujourd'hui pour les arts ; le

tanneur, le fabricant d'indienne, le maroquinier, le mégissier, en font un usage qui en augmente considérablement la consommation, et il faut espérer que la chimie pneumatique, en éclairant continuellement les branches de l'industrie nationale, parviendra quelque jour à découvrir un moyen d'appliquer cet acide à une infinité d'autres arts.

Jusqu'ici ce n'est qu'auprès des volcans que l'on a trouvé l'acide sulfurique libre de toute combinaison, ou si faiblement engagé dans des bases que les propriétés acides prédominent : *Baldassari* l'a observé dans une grotte du mont Saint-Amiato, près des bains de Saint-Philippe à Saint-Alsimo et aux lacq de Travalle. Il ajoute qu'il y existe sous forme d'efflorescences ou de filets déliés. *Vandelli* rapporte que, dans les environs de Viterbe et de Sienne, on trouve l'acide sulfurique dissous dans l'eau. *Dolomieu* l'a observé dans une grotte de l'Etna.

Le soufre, comme nous l'avons déjà vu, ne brûle qu'en raison de l'oxigène qui se combine avec lui.

Les procédés qu'on peut mettre en usage pour obtenir l'acide sulfurique, se réduisent à deux :

1°. A l'extraire des substances qui le contiennent ;

2°. A le former de toute pièce.

Dans le premier cas, on distille les sulfates de fer, ou vitriol de fer (Voyez *sulfate de fer*), de cuivre, de zinc, d'où vient à cet acide le nom de *vitriolique* qu'on lui avait donné, et suivant ses divers degrés de concentration, esprit de vitriol, huile de vitriol ; mais aujourd'hui on forme avec du soufre presque tout celui qui est employé dans les arts, par un procédé beaucoup moins dispendieux.

Dans les premiers tems de la découverte de cet acide, on le fabriquait en Allemagne, dans de vastes ballons en verre, où les combustions se faisaient et se condensaient en même tems.

A Nordhausen, on suit un autre procédé (Voyez *sulfate de fer*).

Les Anglais sont les premiers qui ont fabriqué l'acide sulfurique dans des chambres de plomb. Ce procédé est ensuite passé en France, où il a pris depuis à-peu-près vingt-cinq ans, un accroissement considérable, par les découvertes modernes qui ont été faites, ce qui a multiplié les manufactures et augmenté les consommateurs.

Le procédé que l'on suit pour faire cet acide en grand est simple; il consiste à construire une chambre de plomb.

On donne ordinairement à ces chambres la forme d'un carré oblong qu'on recouvre d'un toit à deux pentes. En général, les chambres qui présentent 20 à 25 pieds (7 à 8 mètres) sur chaque côté, et 15 pieds d'élévation, ont paru présenter les proportions les plus convenables.

Quand toutes les tables de plomb sont bien soudées entre elles, on laisse une espèce de trape d'un double décimètre carré au haut de la chambre, on met environ quatre décimètres d'eau dans cette chambre; on établit aussi une porte large de huit décimètres avec autant de hauteur; on fait entrer par cette porte un chariot, nommé ainsi à cause des quatre roues sur lesquelles il est posé, pour pouvoir l'avancer et le reculer à volonté; sur ce chariot, on met quatre étages de grilles de fer, des plaques de fonte ou de fer battu, et c'est sur ces plaques que l'on fait les combustions; on fait un mélange de 10 parties de salpetre raffiné sur 100 de soufre pulvérisé. M. *Chaptal* s'est assuré

que la proportion la plus convenable était entre un septième et un huitième de salpêtre sur le poids du soufre employé. On en met de l'épaisseur d'un centimètre dessus les plaques de fer ; on allume le mélange avec des brins de paille enflammés, ou entre le chariot dans la chambre, qui roule sur un chantier de bois garni de plomb, on ferme la porte hermétiquement, la combustion dure deux heures ; après on laisse condenser les vapeurs deux ou trois heures. Sur la fin, on ouvre la trape pour dégager le gaz oxide d'azote, ensuite on recommence l'opération comme ci-dessus.

Il est facile de concevoir que, par ce procédé, on ne peut pas fabriquer de cet acide en grande quantité, c'est aussi sur cet objet que les chimistes manufacturiers ont tourné toutes leurs idées, et les recherches qu'ils ont faites n'ont pas été infructueuses. Il fallait détruire l'usage peu économique du chariot sur lequel on ne brûlait pas assez de matières, il fallait aussi se dispenser de laisser déposer les vapeurs, ce qui faisait trois heures de perdues, et ce repos était nécessaire, parce que ces vapeurs auraient incommodé l'ouvrier qui voulait recommencer son opération : c'était, dis-je, sur ces inconvéniens qu'il fallait découvrir quelques autres moyens, ce que différens chimistes ont fait. Déjà dans plusieurs fabriques de France, on a quitté l'usage du chariot, un fourneau et des courans d'air suffisent pour former cet acide. On établit à quelques décimètres de la chambre un fourneau que l'on nomme four aux combustions ; sur le sommet de ce fourneau, on pose un large tuyau de plomb carré qui est entouré d'eau, et qui va correspondre dans la chambre de plomb ; on brûle jour et nuit dans ce fourneau ; on diminue la proportion de salpêtre, à cause des courans d'air qui four-

nissent une quantité d'oxigène assez considérable pour entretenir fortement la combustion. On ajoute même au mélange du sable, ou de l'argile, et un peu d'eau, afin de ralentir la combustion.

Quand on veut opérer la combustion, on place sur un gril en fer des morceaux de soufre. On enflamme le soufre avec de la paille, et l'on tient le gril au-dessus du mélange; le soufre tombe brûlant sur le mélange et l'allume.

Pour que les vapeurs de l'acide puissent se condenser, on fait passer dans la chambre de l'eau en vapeurs, à l'aide d'une chaudière placée en dehors. Tandis que la combustion est en activité, les vapeurs cherchent à s'échapper; mais lorsqu'elles se condensent, l'air extérieur pénètre dans la chambre : il est même avantageux d'y pratiquer de petites ouvertures, qu'on peut ouvrir à volonté pour favoriser l'entrée de l'air.

L'acide sulfurique, en sortant de la chambre, est d'une couleur noirâtre, à cause du soufre qu'il contient en solution. Il pèse alors de 40 à 60 à l'aréomètre de *Baumé*, on le transporte ensuite dans des chaudières de plomb, où on le fait évaporer jusqu'à ce qu'il indique à l'aréomètre 60. On achève la concentration en le mettant dans de grandes cornues de verre placées sur un fourneau appelé *galère*. (Dans quelques fabriques on transporte de suite l'acide qui sort de la chambre dans des cornues de verre pour achever la concentration).

M. *Chaptal* se sert de cornues de grès, qu'il expose à feu nu sur des galères chauffées par du bois. L'acide se concentre, devient blanc, et il passe dans le récipient de l'acide sulfureux, nitrique, muriatique et de l'acide sulfurique faible.

D'après toutes les améliorations, 100 liv. de soufre peuvent donner 250 liv. d'acide sulfurique.

Si l'on veut avoir cet acide parfaitement pur, il faut, après avoir séparé la première portion, qui est faiblement acide, continuer la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste plus de liqueur dans la cornue.

L'acide sulfurique contient souvent un peu de sulfate de potasse, qui s'est volatilisé et introduit dans la chambre par la combustion violente du mélange. Il contient aussi quelquefois du plomb qui a été dissous par le gaz acide nitreux.

Il faut, pour cette rectification, choisir une cornue qui ne soit pas élevée, et bien l'assujettir dans le fourneau, pour éviter que les mouvemens qu'occasionne l'ébullition de l'acide, ne la fassent pas casser.

On peut encore convertir le soufre en acide sulfurique, par l'acide nitrique. *Voyez* cet acide.

La théorie de la formation de l'acide sulfurique n'avait été, jusqu'à ces derniers tems établie que sur des hypothèses, MM. *Desormes* et *Clément* sont parvenus, par des expériences ingénieuses, à fixer les idées sur cet objet. Quelques chimistes avaient pensé que la haute température produite par la déflagration déterminait la formation de l'acide sulfurique. Plusieurs autres croyaient que le nitre donnait la quantité d'oxigène nécessaire pour achever l'acidification du soufre, commencée par l'air atmosphérique; d'autres enfin supposaient une décomposition de l'eau dans l'opération; mais MM. *Desormes* et *Clément*, après avoir discuté ces différentes hypothèses, ont cru devoir proposer une autre théorie.

On sait que le soufre brûlé seul à une température de 1000 degrés (therm. centig.), ne donne aucune trace d'acide

sulfurique. L'oxigène du nitre ne suffit pas non plus pour convertir l'acide sulfureux en acide sulfurique ; car il ne peut saturer le soufre d'oxigène, sans être aidé par l'air atmosphérique.

Lorsqu'on fait brûler un mélange de soufre, de nitrate de potasse et d'argile humectée, l'acide nitrique ne se décompose pas entièrement, beaucoup de gaz nitreux rutilant passe dans la chambre de plomb avec l'acide sulfureux. Ces premiers faits observés, MM. *Desormes* et *Clément* se formèrent une idée plus précise sur la formation de l'acide sulfurique. En effet, les deux gaz acides sulfureux et nitreux ne peuvent exister en contact sans qu'il n'y ait décomposition de gaz nitreux et formation d'acide sulfurique. C'est précisément ce qui se passe dans la chambre de plomb.

L'acide nitrique n'est donc que l'instrument de l'oxigénation complette du soufre. Le gaz nitreux prend l'oxigène à l'air atmosphérique, et l'acide sulfureux s'en empare dans l'état qui lui convient. Telle satisfaisante que fût cette explication, elle avait besoin d'être appuyée par l'expérience. Voici celle que ces chimistes ont faite.

On remplit un ballon de gaz acide sulfureux et d'air atmosphérique, on y a fait passer du gaz nitreux ; on voit aussitôt des vapeurs rouges se manifester et occuper tout l'intérieur du ballon ; il se forme ensuite un nuage blanc, et il se dépose sur les parois du récipient des cristaux brillans sous la forme d'étoiles. Ces cristaux sont de l'acide sulfurique concentré retenant du gaz nitreux, qui s'en dégage avec chaleur et effervescence, quand on les dissout dans l'eau.

Cette expérience peut être faite avec facilité dans le cours d'une leçon.

On prend un grand ballon muni d'un bouchon percé de deux trous ; on y fait arriver, d'un côté, du gaz acide sulfureux, obtenu de la décomposition de l'acide sulfurique par le mercure, de l'autre côté, du gaz nitreux provenant de la décomposition de l'acide nitrique et du cuivre, l'acide sulfurique cristallise sur-le-champ.

Caractères de l'acide sulfurique.

Il est épais, coule en stries comme de l'huile ; il n'a pas d'odeur ; il brûle, il carbonise, il détruit toutes les matières végétales et animales ; il blesse profondément, il faut s'en servir avec précaution. Il marque 60 à 66 degrés à l'aréomètre.

Sa pesanteur spécifique est de 1,850, l'eau étant 1000.

Il rougit fortement les couleurs bleues végétales.

L'acide sulfurique concentré bout difficilement, il lui faut une température de 120 degrés environ, aussi sa rectification devient-elle assez difficile.

Quant on le fait passer à travers un tube bien rouge, il y a dégagement d'acide sulfureux et de gaz oxigène. Ce résultat a été obtenu par M. *Gay-Lussac* en décomposant des sulfates par la chaleur.

Exposé à l'air, l'acide sulfurique augmente de pesanteur absolue, parce qu'il absorbe très-promptement l'humidité de l'atmosphère ; mais, d'un autre côté, il s'affaiblit et perd de sa pesanteur spécifique.

L'acide sulfurique est décomposé à chaud par le gaz hydrogène.

Pour faire cette expérience, on adapte à un tube de porcelaine, qui traverse un fourneau, deux tubes de verre

l'un communique à un appareil pour obtenir le gaz hydrogène, l'autre à une cornue qui contient de l'acide sulfurique pur et concentré : l'extrémité inférieure est garnie d'un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche à mercure, afin d'obtenir le gaz acide sulfureux. Souvent il y a formation d'eau et précipitation de soufre.

Lorsqu'on emploie le gaz hydrogène à la dose de plus de la moitié de l'acide sulfurique, non-seulement il y a de l'eau formée, mais le gaz hydrogène excédant dissout du soufre, et le dégage en gaz hydrogène sulfuré.

On fait ensuite chauffer le tube de porcelaine, et l'on y fait passer d'abord de l'acide sulfurique bouillant, ensuite le gaz hydrogène.

Cette expérience est dangereuse, souvent il y a de fortes détonations.

A froid, l'acide sulfurique n'est point décomposé par l'oxide de carbone.

A chaud, on le change en acide sulfureux; il suffit pour cela de mettre du charbon en poudre, et bien sec, dans une cornue; on verse dessus de l'acide sulfurique, et l'on chauffe. Si l'on a adapté un tube à la cornue, on peut obtenir le gaz acide sulfureux qui retient toujours du gaz acide carbonique.

On peut aussi obtenir du soufre et de l'acide carbonique, si on traite ces deux corps à une haute température, comme dans un tube de porcelaine.

D'après les expériences de *Pelletier*, l'acide sulfurique n'est point décomposé à froid par le phosphore.

A chaud, cette décomposition réussit mieux; on obtient beaucoup de gaz acide sulfureux, qui entraîne avec lui du

phosphore, dont il dépose la plus grande partie par le refroidissement; le phosphore reste au fond de l'appareil en acide phosphorique.

L'acide sulfurique est décomposé par le soufre pur. Si l'on chauffe ces deux corps, le soufre se dissout en partie dans l'acide, et le convertit en acide sulfureux.

Certains métaux décomposent l'acide sulfurique; on obtient alors du gaz acide sulfureux.

D'autres, au contraire, ont besoin d'être brûlés avant de se dissoudre dans l'acide sulfurique; dans ce cas, ils décomposent l'eau; mais, au lieu de gaz acide sulfureux, il se dégage du gaz hydrogène: c'est ainsi que se comporte principalement le zinc et le fer, qu'on traite par l'acide sulfurique aqueux.

L'acide sulfurique concentré a une très-grande affinité avec l'eau. Quand l'acide se mêle à l'eau, la température s'élève, et le bruit excité dans son union vient de l'air contenu dans l'eau. Le mélange s'échauffe jusqu'à 100 degrés, aussi peut-on y faire bouillir de l'eau.

Quatre parties d'acide sulfurique et une d'eau, en volume, donnent la plus forte chaleur.

Quatre parties de neige et une partie d'acide mêlées rapidement ensemble produisent un abaissement considérable de température; cela provient de ce que la neige passe à l'état liquide en absorbant le calorique de l'acide sulfurique. Quand on prend les proportions inverses, c'est-à-dire une partie de neige et quatre d'acide, il se produit du calorique qui fait monter le thermomètre à 20 — 25° + 0. Quoiqu'il y ait dans ce dernier cas élévation de température, il doit cependant se produire également du froid, au moment où la neige passe à l'état liquide, puisqu'elle absorbe du

calorique pour se fondre ; alors, l'eau résultant de la neige fondue devient plus dense et perd une partie du calorique en se combinant avec l'acide sulfurique ; mais on ne peut apprécier cet abaissement de température.

A une basse température, quand l'acide est pur, il se congèle et se cristallise en prismes à six pans. Il faut le mettre pour cela dans un mélange de sel et de glace.

L'acide sulfurique est décomposé par tous les combustibles. Les pailles noircissent dans cet acide, parce que l'hydrogène, principe de la végétation, s'y combine avec l'oxigène, et met à nu le carbone du végétal ; telle est aussi la théorie de la carbonisation de tous les végétaux.

L'analyse de l'acide sulfurique a été faite par beaucoup de chimistes : *Lavoisier*, *Berthollet*, *Fourcroy*, *Thenard*, *Clément* et *Desormes*, *Chenevix*, *Kirwan*, *Richter*, *Bucholz*, *Trommsdorf*, *Klaproth*. (*Voyez* aussi l'article *soufre*). De toutes ces analyses nous ne citerons que celle de MM. *Klaproth* et *Berzelius*.

Voici comment le chimiste de Berlin a opéré : il a introduit 200 grains de soufre pur et 8 onces d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,320 dans une cornue ; il distilla jusqu'à ce qu'il y eut environ les trois quarts de passés dans le récipient. On réunit le produit de la distillation dans la cornue avec 8 onces d'acide nitrique, et la distillation fut recommencée. M. *Klaproth* a trouvé que le soufre non brûlé pesait 48 grains et demi ; il y avait donc 151 de soufre de convertis en acide sulfurique. La liqueur étendue d'eau fut décomposée par le muriate de barite, le précipité lavé, séché et calciné pesait 1082 grains.

100 grains d'acide sulfurique concentré de 1,850 ont formé avec le muriate de barite 225 de sulfate de barite bien sec.

D'où il résulte 1°. que 100 parties d'acide sulfurique de la pesanteur spécifique de 1,850 sont composées de soufre 31,05; oxigène 42; eau 25,05, que 100 parties d'acide concret sont formées de soufre 42.03; oxigène 57,07, en comptant 33 d'acide sulfurique dans 100 de sulfate de barite.

D'après M. *Berzelius*, 100 parties d'acide sulfurique contiennent, soufre 40,58, oxigène 59,42.

§. VI.

Acide sulfureux.

Le second degré d'acidification du soufre donne cet acide, découvert par *Stahl*, et appelé par lui *spiritus sulfuris per campanam*. Il le préparait en brûlant du soufre à une basse température, et recueillant les vapeurs avec des chiffons trempés dans une dissolution de potasse : par ce procédé, on ne peut obtenir que du sulfite de potasse.

Schèele montra, en 1771, comment on pouvait préparer cet acide en grand, en faisant chauffer le sulfite de potasse avec l'acide tartarique liquide.

Priestley obtint cet acide, sous forme de gaz, en 1774, et en examina les propriétés.

M. *Berthollet* publia plusieurs mémoires en 1789, sur sa formation, sa composition et son usage.

En 1797, *Fourcroy* et *Vauquelin* firent connaître les sels que forme cet acide avec les bases salifiables.

On peut obtenir cet acide de deux manières :

1°. Combiner le soufre avec la quantité d'oxigène seulement, dont il a besoin pour devenir acide sulfureux ;

2°. Séparer de l'acide sulfurique, la portion de ce principe excédant à la nature de l'acide sulfureux.

Pour préparer cet acide, on prend une partie de mercure et deux d'acide sulfurique concentré : on met ces matières dans un matras à long col ou dans une cornue, auquel est adapté un tube recourbé, qui plonge au fond de l'eau contenue dans un flacon de *Woulf;* l'acide sulfurique qui se dégage en même tems que le gaz acide sulfureux, est arrêté et dissous dans l'eau de ce premier flacon : de celui-ci, part un second tube destiné à conduire le gaz acide sulfureux dans des cloches placées sur le mercure, ou dans des bouteilles remplies d'eau, si on veut l'avoir liquide.

Le second moyen est de brûler lentement du soufre : on met, dans une petite capsuse de terre, ou de porcelaine, du soufre sublimé; on fait légèrement chauffer la capsule, ainsi que le soufre; on y met le feu avec un charbon; et, quand il est bien enflammé, on recouvre le soufre d'une cloche pleine d'air, mouillée dans l'intérieur, on la pose sur une assiette, on entoure l'appareil d'eau. Il s'élève une fumée blanche, qui se dissout dans l'eau; cette eau devient acide; c'est l'acide sulfureux. Le gaz sulfureux n'est nuageux sous la cloche, que parce qu'il se combine avec l'eau que contenait l'air de la cloche; car, dans un air bien sec, il reste fort transparent.

On appelait autrefois cet acide, *esprit de soufre.*

On peut aussi obtenir cet acide avec la paille et l'acide sulfurique.

On met la paille hachée ou du charbon en poudre dans un matras fermé par un bouchon, dans lequel on fait entrer un tube recourbé, qui va plonger dans un petit flacon tubulé, au fond duquel est un peu d'eau; à l'autre tubulure on adapte un tube droit de sûreté, qui plonge

de quelques lignes dans l'eau ; à la troisième tubulure on adapte un tube recourbé, qui va plonger dans un second flacon tubulé rempli d'eau aux deux tiers ; on en peut mettre un troisième, et ainsi de suite, ayant soin de faire plonger ce dernier tube dans un flacon rempli d'eau, sans être bouché. Après avoir luté tous les tubes, excepté le premier, on verse l'acide sulfurique sur la paille, on bouche promptement, et on achève de luter ; on chauffe au bain de sable, et on augmente peu-à-peu le feu. L'acide sulfurique est décomposé ; une partie de son oxigène se porte sur l'hydrogène et le carbone de la paille, forme de l'eau, de l'acide carbonique qui se dégage en même tems que l'acide sulfureux, et qui va se dissoudre dans l'eau du second flacon. L'acide carbonique formé dans cette opération, ne se dissout pas dans la même eau, parce que l'acide sulfureux a plus d'affinité avec l'eau. Au bout de deux à trois heures, l'opération est finie ; il reste dans la cornue une matière charbonneuse.

Le gaz acide sulfureux est invisible et élastique ; il a une odeur vive et pénétrante, ne peut servir ni à la combustion, ni à la respiration. Sa saveur est vive, chaude et piquante.

Ce gaz réfracte fortement la lumière sans s'altérer.

Ce gaz est acide ; il rougit et décolore la plupart des couleurs bleues végétales, et détruit le plus grand nombre d'entre elles. On l'emploie pour ôter les taches de fruits de dessus le linge ; il a la propriété de blanchir la soie et de lui donner du lustre. Quelques essais ont prouvé qu'on pouvait aussi l'employer pour la laine.

Sa pesanteur est plus que double de celle de l'air atmosphérique.

Il se dilate ou se raréfie par la chaleur. MM. *Monge* et *Clouet* ont prouvé qu'il était susceptible de se liquéfier à 28—o degrés de refroidissement.

Priestley, *Bergmann* et *Berthollet*, disent qu'il dépose du soufre quand il est exposé à une haute température; mais *Fourcroy* et *Vauquelin*, d'après de nouvelles expériences, n'ont pas obtenu le même résultat.

Il n'est décomposé ni par l'air, ni par le gaz oxigène à froid; et ni l'un ni l'autre ne peut le convertir en acide sulfurique; mais s'il est combiné avec une base salifiable, ce qui constitue les sulfites, alors ils passent à l'état de sulfate par le contact de l'air.

Les acides nitreux et muriatique oxigéné le changent en acide sulfurique.

Si on fait passer dans un tube de terre incandescent du gaz acide sulfureux et du gaz oxigène, on reforme de l'acide sulfurique.

Il n'y a pas d'action à froid entre le gaz hydrogène et le gaz acide sulfureux; mais si l'on fait passer dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, un mélange de trois parties en volume, de gaz hydrogène, et d'une partie de gaz acide sulfureux, celui-ci est décomposé: il se forme un peu de gaz hydrogène sulfuré, et il se dépose à l'extrémité du tube, opposée à celle par où l'on a fait passer les gaz, des cristaux de soufre très-abondans.

On peut présenter, dans le même appareil, deux résultats propres à démontrer la nature de l'acide sulfureux, l'un avec le gaz oxigène, et l'autre avec le gaz hydrogène.

Explication de l'appareil.

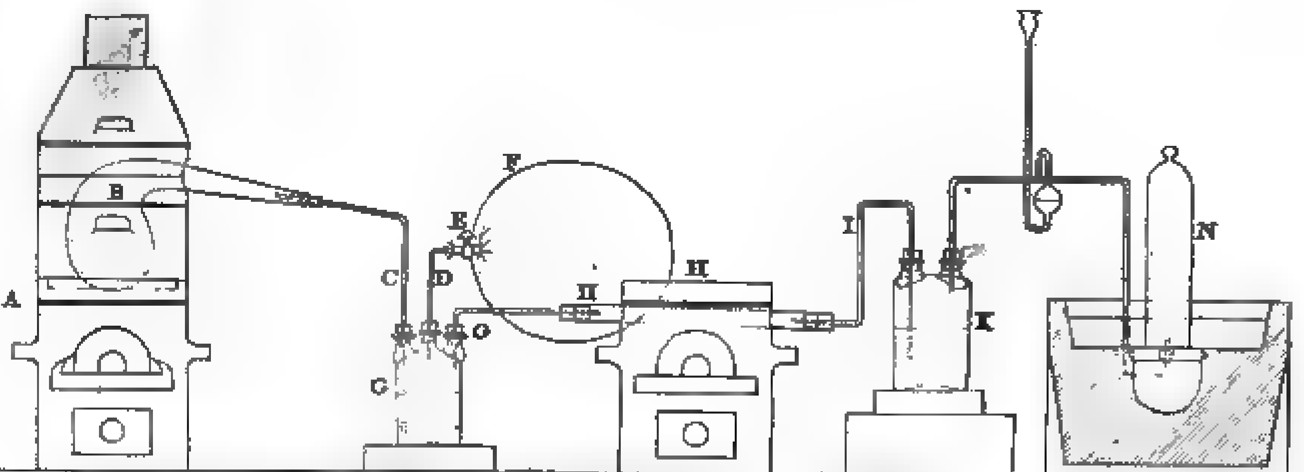
A. fourneau; *B.* cornue dans laquelle on a mis une

partie de mercure, et deux d'acide sulfurique : l'acide sulfurique se décompose, et il se dégage du gaz acide sulfureux. Ce dernier passe par un tube recourbé *C*, et vient dans le réservoir commun *G*, où aboutit aussi un tube *D*, auquel on adapte une vessie *F*, montée d'un ajutage à robinet en cuivre *E*, sur le tube *D*, afin qu'en pressant la vessie, on puisse injecter à volonté, sur le gaz acide sulfureux, qui passe en *G*, soit de l'oxigène, soit de l'hydrogène, suivant que la vessie contient l'un ou l'autre de ces gaz. On doit mettre dans le réservoir *G*, un peu de mercure, qui, en s'oxidant, purifie d'autant le gaz acide sulfureux. *G*[a]. est un tube pour continuer la conduite; *H*. canon de verre luté, ou de porcelaine, susceptible de supporter une très-haute température, et qui traverse le fourneau *H*[a]; *I*. tube recourbé, adapté au tube de porcelaine, et qui vient aboutir dans un flacon à deux tubulures *K*, dans lequel on met un peu d'eau. De la seconde tubulure part un tube de sûreté recourbé, qui va plonger sous une cloche *N*, dans le mercure, ou dans la cuve à eau, pour recueillir le reste des gaz.

Si l'on presse la vessie qui contient de l'hydrogène, sur le gaz acide sulfureux, et qu'on les fasse traverser ensemble le tube de porcelaine chauffé au rouge, à cette température, l'hydrogène s'empare de l'oxigène, de l'acide sulfureux, et le soufre se précipite sur les tubes et sur les parois du flacon. L'hydrogène se combine avec l'oxigène, fait de l'eau, et l'excédant du gaz hydrogène non combiné devient libre, et va passer sous la cloche *N*.

Si l'on substitue à la vessie une autre remplie de gaz oxigène, ce gaz passe avec le gaz acide sulfureux, se combine avec le gaz acide, et lui rend l'oxigène qu'il avait

Appareil à faire du soufre avec de l'acide Sulfurique par l'Hydrogène



perdu, en oxidant le métal dans la cornue : il se fait de l'acide sulfurique, qui se dissout dans l'eau du flacon *G*. Cette expérience, qui ne peut réussir qu'à une haute température, démontre qu'alors l'hydrogène a plus d'affinité avec l'oxigène qu'avec le soufre, ce qui n'a pas lieu à froid.

Ainsi, l'on change l'acide sulfureux en acide sulfurique avec l'oxigène, à une haute température, et l'on décompose par l'hydrogène, l'acide sulfureux : en lui ôtant la portion d'oxigène qui le constituait acide, le soufre reste à nu.

Le phosphore n'a aucune action sur l'acide sulfureux ; mais le gaz hydrogène phosphoré est décomposé par le gaz acide sulfureux ; il se précipite tout-à-coup par le mélange de ces deux gaz, une fumée blanche, épaisse ; il se dépose du soufre phosphoré solide, et il se forme de l'eau.

En chauffant de l'acide sulfureux avec de l'oxide de carbone porté au rouge, on obtient du soufre. A cet effet, on fait passer le gaz à travers un tube de terre contenant du charbon et rougi au feu, il se dépose du soufre ; et il se forme du gaz acide carbonique.

Il n'y a point d'attraction entre le soufre et le gaz acide sulfureux, mais le gaz hydrogène sulfuré est décomposé par le gaz acide sulfureux. Le soufre se dépose ; il se forme de l'eau, et le calorique se dégage.

M. *Cluzel*, dans son travail sur la liqueur de *Lampadius*, a reconnu, 1°. que l'hydrogène sulfuré et l'acide sulfureux pouvaient rester assez longtems en contact sans se décomposer, quand ils sont bien secs ; et qu'il était très-probable qu'ils ne se décomposeraient pas si on les faisait arriver très-secs dans un appareil où il n'y aurait aucun corps qui exerçât une affinité sur le soufre.

2°. Que le borax, ou sous-borate de soude, était un

excellent moyen pour analyser un mélange d'acide sulfureux et d'acide carbonique, ainsi qu'un mélange d'acide sulfureux et d'hydrogène sulfuré, que, dans les deux cas, l'acide sulfureux se trouvait seul entièrement absorbé;

3°. Qu'on pourrait encore séparer l'acide sulfureux de l'acide carbonique, à l'aide de l'oxide noir de manganèse, en ne le laissant que peu de tems en contact avec le gaz, ou bien en le laissant pour plus de sûreté plus longtems, et dégageant ensuite par la chaleur le peu d'acide carbonique absorbé;

4°. Qu'on peut séparer de même l'hydrogène sulfuré de l'acide carbonique, par l'oxide noir de manganèse, en ne le laissant que peu de tems en contact avec le mélange des gaz, ou bien en le laissant plus longtems, et dégageant ensuite par la chaleur l'acide carbonique absorbé, dont on évalue le volume par l'absorption que produit la potasse.

Dans l'eau refroidie par la glace, la combinaison se fait avec tant de rapidité, que pas une seule bulle ne parvient jusqu'à la surface de la liqueur; la glace du bain se fond très-promptement, ce qui indique un dégagement considérable de calorique; l'eau, à cette température, augmente de 0,15 de son poids, ou d'à-peu-près le septième. La pesanteur spécifique de l'acide sulfureux liquide saturé, est à celle de l'eau distillée :: 1020 : 1000.

Une livre d'eau saturée par le gaz donne 20 onces d'acide sulfureux liquide.

Exposé à la température de 15+0, cette eau saturée se remplit d'une infinité de petites bulles : c'est du gaz acide sulfureux qui ne peut plus à ce degré rester combiné à l'eau.

Si l'on plonge un vase plein d'acide sulfureux liquide dans l'eau chaude, il bout avec une rapidité étonnante, et

la liqueur perd une grande partie de son odeur et de son acidité. L'eau saturée d'acide sulfureux, se gèle à quelques degrés au-dessous de o ; mais il ne se dégage pas un atôme de gaz, comme cela arrive avec l'acide carbonique, l'acide sulfureux a donc plus d'affinité pour l'eau.

L'acide sulfureux liquide a l'odeur, la saveur et la propriété décolorante du gaz acide sulfureux ; ce gaz se dissout en grande quantité dans l'alcool et dans l'éther.

L'acide sulfurique concentré absorbe le gaz acide sulfureux qui le rend odorant et fumant. Si on fait passer dans cet acide concentré du gaz acide sulfureux, lorsqu'on le soumet à l'action du feu, la première vapeur qui s'en élève se cristillise en longs prismes blancs aiguillés dans les récipiens refroidis : phénomène que l'on remarque plus particulièrement sur l'acide sulfurique d'Allemagne.

L'acide sulfureux est composé, selon :

	Fourcroy,	*Thomsom*,	*Gay-Lussac*.
Soufre. . . .	85	68	66,39.
Oxigène. . .	25	32	33,61.

Si l'on met pour base la proportion des principes que *Klaproth* a trouvée dans l'acide sulfurique, le calcul pour l'acide sulfureux donnerait les rapports suivans :

Soufre.	52,17.
Oxigène.	47,83.

D'après les expériences de M. *Berzelius*, l'acide sulfureux est composé de soufre 50,57 ; oxigène, 49,43.

§. VII.

Acide nitrique.

L'acide nitrique est un des plus importans pour ses grands usages, et sur-tout pour son utilité en chimie; il donne si facilement son oxigène aux corps combustibles, qu'il a donné lieu à bien des découvertes.

Les anciens chimistes n'ont pas connu l'acide nitrique blanc; ils l'ont décrit très-rouge, répandant des vapeurs jaunes, etc.; *Raimond Lulle* est le premier qui ait extrait cet acide; *Basile Valentin* l'a aussi connu.

Cavendish, chimiste anglais, a formé de l'acide nitrique de toute pièce.

Il mit dans une cloche, sur du mercure, un mélange de trois parties de gaz oxigène et d'une de gaz azote; il introduisit un peu de potasse caustique; il fit ensuite passer pendant plusieurs jours l'étincelle électrique, peu-à-peu les fluides élastiques disparurent et le mercure monta dans la cloche. Il examina le sel formé, qui se trouva être du nitrate de potasse.

Lavoisier, de son côté, avait reconnu qu'avec du gaz nitreux et du gaz oxigène on formait de l'acide nitrique.

Il fit dissoudre du mercure dans de l'acide nitrique, et recueillit le gaz. La dissolution rapprochée et chauffée convenablement lui donna de l'oxide rouge de mercure, dont il retira le gaz. Réunissant ensuite les deux fluides élastiques obtenus de la première et de la seconde expérience, il reforma de l'acide nitrique.

L'analyse et la synthèse ont prouvé à *Lavoisier* que

l'acide nitrique était composé de 0,75 d'oxigène et de 25 d'azote ; mais *Davy* a démontré que cette décomposition était bien plus compliquée, et qu'on ne pouvait pas en tirer les conséquences de *Lavoisier*.

Cavendish conclut de ses expériences par l'étincelle électrique, que l'acide nitrique est composé d'une partie d'azote et de 2,346 d'oxigène, et selon *Davy*, de 29,5 d'azote et de 70,5 d'oxigène.

Le fluide électrique paraît très-propre à favoriser la combustion de l'azote. *Bergmann* a trouvé de l'acide nitrique dans une grêle qui tombait pendant un orage. Les physiciens anglais, MM. *Dalton* et *Northmore* vont même plus loin, ils disent avoir obtenu de l'acide nitrique par une forte compression d'un mélange de gaz oxigène, azote et hydrogène.

L'acide nitrique s'extrait d'un sel connu dans les arts sous le nom de *salpêtre*. (*Voyez*, pour la manière de l'extraire, l'article *nitrate de potasse*.)

On préparait autrefois dans le département de Vaucluse tout l'acide nitrique qui servait pour la France méridionale. On employait pour cela l'eau-mère, qui restait après la première cristallisation du salpêtre; elle contenait une quantité considérable de nitrates alcalins et terreux : on se servait aussi d'eau-mère du nitre, épuisée de tout sel cristallisable, évaporée jusqu'au 45e. degré de l'aréomètre de *Baumée*.

Lorsque cet acide est pur et concentré, il est lourd, et répand une vapeur blanche.

Sa pesanteur est de 1,220 à 1,450, l'eau étant 1000 Sa saveur est acide, âcre, caustique; il brûle et détruit les

matières organisées, et leur donne une couleur jaune; lorsqu'il est plus faible.

Cet acide rougit et détruit les couleurs bleues, et beaucoup d'autres couleurs végétales.

Si on expose à la lumière de l'acide nitrique très-pur, on parvient à le décomposer.

A cet effet, on met dans un flacon de l'acide nitrique concentré très-pur; on y adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche remplie d'eau, à l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin que le tube ne touche pas à l'acide : au bout de quelque tems l'acide change de couleur; il devient jaune, vert, ensuite rouge, et il se dégage du gaz oxigène.

Ce n'est pas seulement l'affinité de la lumière pour l'oxigène qui décompose l'acide nitrique, c'est aussi en raison de la grande affinité qui existe entre l'acide nitrique et le gaz nitreux qui se forme.

L'action de la lumière ne peut aller jusqu'à enlever tout l'oxigène à l'acide nitrique, et le réduire en état d'azote; mais, en poussant l'expérience, on peut décomposer l'acide nitrique en gaz acide nitreux.

Si on laisse de l'acide nitrique très-concentré en contact avec l'air atmosphérique, il s'empare de l'humidité contenue dans l'atmosphère, et il s'affaiblit.

Lorsqu'on distille de l'acide nitrique concentré, dans une cornue de verre, à l'appareil pneumato-chimique, à l'aide d'une température assez forte pour le faire bouillir, il s'en dégage une vapeur rouge qui se condense dans le récipient, en un liquide de la même couleur, et il passe dans la cloche un peu de gaz oxigène.

On met dans une cornue de l'acide nitrique coloré, on

y adapte un ballon dans lequel on met un peu d'eau. On pose la cornue sur un bain de sable, et l'on distille; il se dégage une vapeur rouge, et l'acide devient blanc.

On décompose encore l'acide nitrique en le faisant passer à travers un tube de porcelaine incandescent, de 7 à 8 décimètres de long: si le tube est bien rouge, il passe du gaze oxigène et du gaz azote; quand le tube n'est pas assez chaud, il arrive qu'il passe beaucoup de gaz acide nitreux.

On peut faire de l'acide nitrique en faisant passer du gaz ammoniaque sur l'oxide noir de manganèse.

Comme cette expérience, et celle ci-dessus, peuvent être faites avec le même appareil, la description que je vais en donner servira pour l'une et pour l'autre.

A, cornue contenant huit parties d'ammoniaque liquide, bien concentrée; *B*, tube de porcelaine ajusté à la cornue, et qui traverse un fourneau dans lequel on met trois parties d'oxide de manganèse réduit en poudre; à son extrémité *C*, est un tube recourbé qui va plonger dans un flacon à deux tubulure *D*, qui contient le quart de son volume d'eau distillée: il est essentiel, en cas d'absorption, de ne point plonger le tube dans l'eau, il n'a besoin que de toucher la surface; de la deuxième tubulure *E*, part un tube de sûreté qui va plonger sous une cloche, à l'appareil pneumato-chimique *F*. On fait rougir le tube, et on chauffe ensuite l'ammoniaque; il passe d'abord des vapeurs rouges, ensuite une fumée blanche, qui se condensent dans la bouteille, en un liquide blanc transparent qui a une saveur salée, piquante. Si on distille jusqu'à siccité ce liquide à une chaleur douce, le produit est sans saveur, sans odeur sensible; c'est de l'eau: la matière qui reste dans la cornue a une couleur blanche, fuse sur les charbons, s'enflamme

sur un tison, rougit et produit des vapeurs d'acide nitrique, par l'addition de l'acide sulfurique, et de l'ammoniaque par la chaux ; c'est du nitrate d'ammoniaque. l'oxide noir du manganèse change de couleur, il est d'un brun pâle, et ne donne plus de gaz oxigène par l'action du feu.

On trouve sous la cloche, 1°. de l'oxigène qui vient du manganèse, qui se décompose plus vite par le calorique que l'ammoniaque, 2°. du gaz hydrogène qui provient de la décomposition de l'ammoniaque.

On peut encore faire cette expérience en suivant le procédé de M. *Guyton-Morveau.*

On introduit, dans un tube de porcelaine, de l'oxide noir de manganèse pulvérisé ; on le place dans un fourneau, de manière à le traverser horisontalement. A l'une des extrémités du tube on adapte le bec d'une cornue de verre, placée dans un autre fourneau, et contenant du muriate d'ammoniaque sec et de la chaux en poudre : on lute l'autre extrémité du tube à une alonge de verre portant un siphon, communiquant à un premier flacon contenant de l'eau distillée, dans laquelle plonge un tube de sûreté, de là dans un second flacon où l'on a mis de la dissolution de potasse, et de celui-ci à un appareil hydro-pneumatique.

On chauffe d'abord le tube de porcelaine, on met quelques charbons sous la cornue, et on y entretient le feu, jusqu'à ce que toute l'ammoniaque ait monté et traversé le tube de porcelaine.

Pendant l'opération il y a continuellement dégagement de gaz qui ne diffère pas de l'air commun.

Vers le milieu de l'expérience, on voit distinctement dans l'alonge, et au-dessus de l'eau des flacons, la couleur du gaz acide nitreux.

La petite portion de liqueur condensée dans l'alonge, traitée sur le feu, dans une cornue, pour la débarrasser de toute l'ammoniaque libre, abandonnée ensuite à l'air, laisse un résidu salin, qui est un vrai nitrate d'ammoniaque.

La liqueur du second flacon donne quelques cristaux en aiguilles qui fusent sur le charbon comme le nitrate de potasse.

M. *Guyton-Morveau* a aussi indiqué un procédé par lequel on pouvait décomposer simultanément l'acide nitrique et l'eau, à l'aide de l'étain, du zinc, etc.; il se forme alors du nitrate d'ammoniaque, provenant de la réunion de l'azote, de l'acide nitrique décomposée, avec l'hydrogène de l'eau, également décomposée par les métaux. Il faut remarquer que jamais l'ammoniaque ne se trouve libre dans cette opération, parce qu'à mesure qu'elle est formée, elle s'unit à la portion d'acide nitrique non encore décomposé, et arrête même la décomposition.

Le phosphore s'enflamme spontanément dans l'acide nitrique concentré et bouillant; la fumée qui se dégage est de l'acide phosphorique; cela prouve encore que, non-seulement l'acide nitrique tient de l'oxigène, mais encore que cet oxigène y est dans un état tout près de s'en dégager.

Le soufre décompose aussi l'acide nitrique et le réduit en gaz nitreux; car, ce n'est que jusque-là que le soufre a plus d'affinité avec l'oxigène. Il se forme donc de l'acide sulfurique et du gaz nitreux.

Si l'on met dans une cornue six parties d'acide nitrique, à 30 degrés contre une de soufre, et que l'on distille, on décomposera l'acide nitrique, il y aura dégagement de gaz nitreux, et il se formera de l'acide sulfurique.

Quand on veut opérer avec le phosphore, on prend une cornue tubulée, bouchée avec un bouchon de cristal : on met de l'acide nitrique à 22 ou 25 degrés, puis on introduit par la tubulure, de petits morceaux de phosphore, on peut mettre six parties d'acide contre une de phosphore. On pose la cornue sur un bain de sable, on y adapte un récipient, et l'on chauffe légèrement. Le phosphore se dissout avec effervescence, en même tems, le gaz nitreux s'échappe, sous la forme de vapeurs rutilantes, on pousse alors le feu un peu plus fort, il se dégage du gaz azote : on augmente ensuite le feu pour chasser les dernières portions d'acide nitrique, qui tiennent fortement à l'acide phosphorique. On reconnaît que l'opération est finie quand il ne se dégage plus de vapeurs. On met alors la liqueur dans un matras et on chauffe fortement, pour enlever l'acide nitrique qui pourrait y être encore ; on obtient ainsi un verre qui ne se volatilise qu'à une très-haute température, et qui est déliquescent.

M. *Fourcroy* indique un autre procédé : il consiste à laisser brûler dans l'air le phosphore qui passe ainsi à l'état d'acide phosphoreux, on le traite ensuite dans une cornue avec le huitième de son poids d'acide nitrique à 13 de pesanteur, et on distille à une douce chaleur, pour brûler tout le phosphore excédant, et en dégager tout l'acide nitrique, dont une partie s'exhale en gaz nitreux. L'acide phosphorique reste pur et concentré au fond de l'appareil distillatoire. On voit que ce procédé est long et peu praticable.

L'eau se combine à l'acide nitrique dans toute proportion, et il se dégage du calorique pendant cette combinaison ; l'on peut faire monter le mercure dans le thermomètre de Réau-

mur jusqu'à 35 degrés, en employant deux parties de cet acide concentré, sur une partie d'eau.

En se servant de neige au lieu d'eau, il se produit des effets contraires; c'est-à-dire qu'il y a absorption de calorique : l'on peut faire descendre le thermomètre de o, jusqu'à 22° au-dessous, en mêlant quatre parties de neige avec une partie d'acide nitrique; en remettant, dans ce premier mélange de nouvel acide et de nouvelle glace, en les mêlant ensuite au milieu de ce bain, l'on parvient à abaisser la température à 32 ou 33 degrés — o —. Cette propriété de l'acide nitrique, de produire un si grand froid avec la glace, dépend de la grande affinité qu'il a pour s'unir à l'eau en la condensant. Elle fournit aux chimistes des moyens très-utiles, dont ils ne font peut-être pas assez d'usage, pour étudier les propriétés des corps à une basse température; c'est elle qui a fait connaître que le mercure se solidifie à 31 ou 32 degrés — o —.

MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait voir que l'acide nitrique, contenant du gaz nitreux, se cristallisait à 40 degrés (therm. centig.) en aiguilles rouges, et se prenait même en une masse épaisse comme du beurre.

On prend à cet effet huit parties de muriate de chaux et six de neige, on mêle ces deux substances dans un vase de verre, elles se liquéfient, et font tout-à-coup descendre le thermomètre centigrade à 39 degrés. On parvient à faire descendre le thermomètre à 43 degrés en faisant un nouveau mélange dans un vase de verre que l'on plonge dans le premier.

C'est ainsi qu'ils ont vu que le mercure se solidifiait à 42 degrés, l'ammoniaque, l'acide muriatique, l'éther sulfurique, l'alcool, etc. (*Voyez* ces articles.)

M. *Guyton-Morveau* a fait aussi des expériences analogues. Ce chimiste a obtenu des résultats à-peu-près semblables.

Ce que l'on appelle dans le commerce, de l'eau forte, n'est que de l'acide nitrique affaibli.

A l'article du nitrate de potasse, nous donnerons la manière de l'obtenir par l'argile, procédé que l'on emploie dans les arts.

La plupart des métaux agissent sur l'acide nitrique, et lui font éprouver une altération, qui a, dans ces derniers tems, éclairé les chimistes sur la nature de ses principes.

Les métaux agissent de deux manières sur l'acide nitrique.

1°. Ils s'oxident complettement, tels que l'étain, l'antimoine, etc., et décomposent entièrement l'acide nitrique.

2°. Ils s'oxident et ne décomposent qu'en partie l'acide nitrique, tels que le cuivre, le mercure, l'argent, etc.

Par l'une on obtient du gaz azote, et par l'autre expérience, on obtient du gaz nitreux ou du gaz oxide d'azote.

L'acide nitrique du commerce contient souvent de l'acide muriatique et de l'acide sulfurique, très-nuisibles dans toutes les opérations; mais on le purifie.

A cet effet, on met dans une cornue de verre, par kilogramme de cet acide, environ trois décagrammes de litharge, on distille ensuite ce mélange au bout de vingt-quatre heures pendant lesquelles on a eu soin de l'agiter cinq à six fois, mais il faut séparer les premières portions distillées qui contiennent toujours de l'acide muriatique.

Il reste dans la cornue, un muriate et un sulfate de

plomb, si l'acide nitrique contient de l'acide sulfurique et muriatique.

On peut encore employer le nitrate de barite ou de plomb qui s'empare de l'acide sulfurique; on décante ensuite l'acide, ou mieux, l'on distille jusqu'à siccité.

Ainsi quand on ne veut que retenir l'acide sulfurique, le plomb et la barite sont un moyen efficace, 1° parce que leurs sulfates sont insolubles; 2°. parce que l'acide sulfurique a beaucoup moins de volatilité que l'acide muriatique.

Si l'on veut enlever l'acide muriatique qui se trouve dans l'acide nitrique, on se sert de la dissolution de nitrate d'argent; on laisse déposer le précipité, on décante et l'on soumet l'acide nitrique à une rectification.

Le muriate d'argent étant beaucoup plus insoluble que le muriate de plomb, l'argent est beaucoup plus propre que le plomb à retenir l'acide muriatique qui se trouve mêlé avec l'acide nitrique; cependant *Welter* et *Bonjour* ont observé qu'il passait toujours de l'acide muriatique dans la distillation, si l'opération se faisait sans les précautions indiquées par ces chimistes. Il faut, pour obtenir immédiatement un acide nitrique pur, faire l'opération sur un acide qui soit peu concentré, et séparer le muriate d'argent qui se précipite, avant que de soumettre le liquide à l'action du feu, ou, ce qui est préférable, précipiter par la dissolution d'argent l'acide muriatique du nitrate de potasse; en décomposant ensuite ce nitrate, on obtient l'acide nitrique entièrement privé d'acide muriatique.

Lorsqu'il est resté du muriate d'argent en dissolution, on peut néanmoins obtenir par la distillation un acide nitrique bien pur, en séparant la première portion qui distille, jus-

qu'à ce que l'épreuve fasse voir qu'il n'y a plus d'acide muriatique; parce que, comme l'ont observé les chimistes cités, l'acide muriatique prend alors la nature de l'acide muriatique oxigéné, et se dégage dans cet état au commencement de l'opération.

L'acide sulfurique n'altère point l'acide nitrique.

L'acide nitrique agit autrement sur l'acide sulfureux; outre qu'il est beaucoup plus fort que lui, qu'il le sépare de l'eau et de ses diverses combinaisons, il a de plus la propriété de lui céder de l'oxigène, de le convertir en acide sulfurique, et de passer en même tems à l'état de gaz nitreux.

L'acide nitrique chasse l'acide carbonique de toutes les bases auxquelles il est uni; il sépare également l'acide phosphorique de ses combinaisons.

L'acide nitrique est très-utile en chimie pour former différens sels, pour dissoudre et séparer différens métaux les uns des autres : on s'en sert chez les orfèvres, les joailliers, les doreurs, pour décaper la surface de l'argent, dans les monnaies, pour séparer l'argent d'avec l'or; chez les graveurs, pour graver sur les métaux; chez les chapeliers, pour le secrétage des poils et les disposer au feutrage, en pharmacie, pour la préparation de beaucoup de médicamens.

§. VIII.

Gaz nitreux.

Le gaz nitreux a été découvert par *Hales; Priestley* a fait connaître plus exactement ses propriétés. Ses

recherches, ainsi que celles de *Davy* et de M. *Gay-Lussac*, nous ont donné une connaissance satisfaisante de sa nature.

Comme l'oxigène est susceptible de se combiner avec l'azote en différentes proportions, il donne naissance à des composés très-intéressans.

Les modifications qui peuvent résulter de cette soustraction d'oxigène à l'acide nitrique, sont l'acide nitreux, le gaz nitreux et le gaz oxide d'azote. Il serait donc naturel de suivre cette marche analytique dans l'examen de ces substances, en transformant l'acide nitrique successivement dans les modifications que nous venons d'énoncer; mais comme l'acide nitreux qui est la première modification de l'acide nitrique, ne se prépare pas directement, puisqu'il faut employer la seconde modification, le gaz nitreux, pour faire l'acide nitreux, nous allons faire connaître le gaz qui peut aussi nous servir d'instrument pour faire le gaz oxidule d'azote, appelé, par M. *Berthollet*, *gaz oxide d'azote*.

Pour obtenir le gaz nitreux, on prend de la limaille de cuivre très pur; on en met dans un petit matras, ou dans un flacon à deux tubulures; on verse dessus de l'acide nitrique à 20 ou 25 degrés; on bouche la fiole avec un bouchon de liége, auquel est adapté un tube de verre, dont l'extrémité recourbée plonge dans la cuve pleine d'eau de l'appareil pneumato-chimique; on place sur la tablette de la cuve une cloche pleine d'eau, qui correspond à l'orifice du tube recourbé: les choses ainsi préparées, on expose le mélange renfermé dans la fiole à une très-douce chaleur.

Il y a effervescence et dégagement de gaz nitreux, qu'il faut laver avec soin.

Le gaz nitreux est un fluide élastique sans couleur, ne rougissant pas la teinture de tournesol. Sa pesanteur spécifique est, d'après *Kirwan*, de 0,001458; d'après *Davy*, de 0,001343.

Il ne peut alimenter la combustion, ni servir à la végétation : on croit qu'il préserve de la putréfaction.

Exposé à l'action du calorique dans un tube de porcelaine rougi au feu, il n'éprouve aucune altération, il paraît que ce corps n'est pas décomposé par la chaleur rouge, tandis que l'acide nitrique subit, par le même agent, une décomposition complette. Il semblerait, d'après cette expérience, qu'il n'aurait dû perdre tout au plus que la portion d'oxigène excédant à la composition du gaz nitreux : c'est cependant ce qui n'arrive pas. On peut en juger par l'expérience suivante :

B B. tube de porcelaine traversant un fourneau; *GG.* limaille de cuivre et acide nitrique ; *R.* tube de verre courbé en siphon, et terminé par un entonnoir : ce tube est ajusté au flacon *CC*, dans lequel on a mis de la limaille de cuivre ; c'est par ce tube que l'on verse l'acide nitrique. À l'extrémité inférieure du tube de porcelaine, on adapte un tube de sûreté à boule, qui va plonger sous une cloche *M.*

Le gaz nitreux se dégage et passe à travers le tube de porcelaine incandescent, sans se décomposer.

M. *Milner* dit avoir décomposé entièrement le gaz nitreux, en le faisant passer à travers un canon de fusil rouge, en gaz oxide d'azote et en gaz azote, (*Philos. Transact.* 1789).

Van Marum annonce que le gaz nitreux, à travers lequel on fait passer l'étincelle électrique, se réduit au

tiers de son volume ; qu'il ne rougit plus avec l'air atmosphérique, mais qu'il se trouve converti en gaz azote et en acide nitrique.

On met dans un tube deux parties de gaz nitreux pur, et on le renverse dans une cuve pneumato-chimique, on y fait passer une partie de gaz oxigène pur ; on voit rougir la vapeur ; c'est de l'acide nitreux qui se forme, et qui bientôt se dissout dans l'eau, en sorte qu'elle s'élève dans le tube : si le gaz oxigène et le gaz nitreux sont purs, il ne reste aucune bulle sous la cloche ; il faut avoir soin de faire passer doucement le gaz oxigène, pour n'en pas mettre trop. Pendant cette expérience, il se dégage du calorique jusqu'à 30 à 35 degrés du thermomètre. Si le gaz oxigène n'est pas pur, la bulle restant au haut de la cloche est du gaz azote, ou du gaz acide carbonique, etc., que pouvait contenir le gaz nitreux et le gaz oxigène, car ce dernier est absorbé sur-le-champ par le gaz nitreux.

Quand on veut connaître l'action du gaz nitreux sur l'air atmosphérique, on fait passer dans une cloche pleine d'eau, et renversée sur la tablette de la cuve hydro-pneumatique, environ une mesure de gaz nitreux et deux d'air atmosphérique.

Les deux fluides se combinent avec promptitude, et diminuent prodigieusement. Il s'excite une chaleur vive ; l'eau monte dans la cloche, absorbe toutes les vapeurs rouges qui résultent de la combinaison des deux fluides aériformes.

La propriété qu'a le gaz nitreux très-pur, d'absorber rapidement l'oxigène de l'air atmosphérique, a donné à *Priestley* et *Fontana*, comme nous l'avons déja dit, l'idée d'en faire la base de leur eudiomètre.

On doit à M *Gay-Lussac* d'avoir rendu l'usage du gaz nitreux pour l'analyse de l'air parfaitement sûr.

Comme il s'agit d'enlever tout l'oxigène à l'air, on doit mettre le gaz nitreux en excès avec lui, et obtenir alors une absorption quatre fois plus grande que le volume du gaz oxigène qu'il renferme.

Pour obtenir un résultat exact, il faut prendre un tube très-large, un gobelet, par exemple, et après y avoir introduit 100 parties d'air, y faire passer 100 parties de gaz nitreux. Il se manifeste à l'instant une vapeur rouge qui disparaît très promptement sans agitation, et après une demi-minute ou une minute au plus, l'absorption peut être regardée comme complette. On fait passer le résidu dans un tube gradué, et on trouve que l'absorption est presque constamment de 84 parties, dont le quart, 21, indique la quantité de gaz oxigène contenu dans l'air

M. *Gay-Lussac* s'est aussi assuré si on pouvait se servir du gaz nitreux pour analyser des mélanges gazeux, contenant plus ou moins d'oxigène que l'air atmosphérique. A cet effet, il analysa de l'air dans lequel M. *Humboldt* avait fait respirer divers animaux, pendant que de son côté il l'analysait avec l'eudiomètre de *Volta*. Les résultats qu'ils ont obtenus leur ont démontré que le gaz oxigène, soit pur, soit mêlé avec beaucoup d'azote, absorbe constamment 3 parties de gaz nitreux, lorsque celui-ci domine dans le mélange. On a donc l'avantage de pouvoir faire servir le gaz nitreux à l'analyse de l'air, et d'évaluer le gaz oxigène par une absorption quatre fois plus grande que son volume. Il n'y a qu'une légère attention à avoir; on ne doit point agiter, et il faut que le gaz nitreux soit toujours en excès sans qu'il domine trop; car étant un peu soluble

dans l'eau, il y en aurait d'autant plus d'absorbé, qu'il serait moins mélangé; néanmoins, même dans ce cas, l'erreur ne porterait jamais pour un centième sur l'oxigène. (Voyez *Mémoires de la Société d'Arcueil*, 2e. vol.)

Le gaz nitreux enflamme le pyrophore; il perd une partie de son volume, et le résultat de cette combustion est du gaz azote, du gaz acide carbonique, et de l'acide sulfureux.

Le soufre et le phosphore s'enflamment à une haute température, dans le gaz nitreux; ce gaz les brûle et les convertit en acides, en passant lui-même à l'état de gaz azote.

M. *Berthollet* a fait passer du gaz nitreux à travers du soufre chauffé dans un tube, le gaz ne s'est pas décomposé.

A travers les charbons rouges, il obtint un gaz inflammable particulier.

Si l'on mêle du gaz hydrogène avec du gaz nitreux, et que l'on présente à l'orifice de la cloche une bougie allumée, le gaz hydrogène brûlera, et l'on apercevra une flamme d'un blanc verdâtre.

Lorsqu'on fait passer par un tube rouge, du gaz nitreux, même avec une surabondance de gaz hydrogène, il n'éprouve pas de décomposition; M. *Berthollet* dit qu'il a fait cette expérience avec soin en élevant la chaleur autant que peut le supporter un tube de verre luté avec l'argile, ce qui correspond à l'impuissance de l'électricité.

L'eau bien dépourvue d'air n'a pas d'action sensible sur le gaz nitreux; il ne s'y dissout et il ne s'y décompose pas, comme plusieurs chimistes l'avaient prétendu; il faut une longue agitation ou le moyen de compression pour en dissoudre une légère quantité.

Selon *Davy*, 100 parties d'eau pure absorbent 11,8

parties de gaz nitreux en volume. L'eau n'en acquiert pas de saveur et ne rougit pas les couleurs bleues végétales. Lorsqu'elle contient des sels ou de l'acide carbonique, elle absorbe moins de gaz nitreux. Par l'ébullition de l'eau, on peut en dégager le gaz nitreux; la même chose a lieu par la congélation.

Le gaz nitreux est décomposé par plusieurs autres corps combustibles. Quand il séjourne sous une cloche avec des sulfures alcalins, du muriate d'étain au *minimum*, du sulfite de potasse, du gaz hydrogène sulfuré et phosphoré, il se transforme en gaz oxide d'azote et en gaz azote.

La limaille de fer le ramène à l'état de gaz oxide d'azote, et successivement à celui d'azote.

Si l'on fait passer du gaz nitreux à travers un tube de porcelaine rougi au feu, dans lequel on a mis de la limaille de fer, le métal s'oxide et il passe du gaz azote.

Ce procédé peut être employé pour faire l'analyse du gaz nitreux, en prenant une quantité connue de ce gaz, alors l'augmentation du poids du fer indiquera la proportion d'oxigène.

Le gaz nitreux se combine avec quelques acides, mais il n'a aucune action sur les acides carbonique et phosphorique.

Le gaz nitreux se dissout en petite quantité dans l'acide sulfurique concentré, et lui communique une couleur pourpre brune; à l'aide du gaz nitreux, l'acide sulfurique cristallise, suivant *Priestley*. MM. *Desormes* et *Clément* l'ont aussi obtenu dans d'autres circonstances.

D'après M. *Davy*, le gaz nitreux est composé de 57,7 d'oxigène, et de 42,3 d'azote; et d'après M. *Gay-Lussac*, de volumes égaux de gaz oxigèné et de gaz azote, ou 100

parties de l'un et 100 parties de l'autre, produisent exactement 200 de gaz nitreux.

§. IX.

De l'Acide nitreux.

Priestley a trouvé que cent parties d'acide nitrique, très-concentré, ont absorbé, en deux jours, 90,29 de gaz nitreux; il annonce que lorsqu'il y en eut environ sept parties d'absorbées, l'acide prit une couleur orangée; une couleur verte lorsqu'il y en eut dix-huit parties, et que quand les 90,29 furent combinées, il s'éleva sous la forme de vapeurs rouges, *maximum* de sa concentration.

L'acide nitreux liquide absorbe, d'après les chimistes hollandais, l'oxigène de l'air atmosphérique, et se convertit en acide nitrique. On peut maintenant se former une idée exacte de la nature de l'acide nitreux et de ses modifications particulières. M. *Thenard* regardait, depuis longtems, l'acide nitreux comme un acide particulier, mais il nous manquait encore des expériences pour lever tous les doutes. On doit à M. *Gay-Lussac* d'avoir déterminé exactement la nature des combinaisons du gaz nitreux avec le gaz oxigène, et d'avoir rendu l'usage de l'eudiomètre à gaz nitreux parfaitement sûr.

Déja M. *Gay-Lussac* avait prouvé (*Mémoires d'Arcueil*, 2e. vol.) que le gaz nitreux était composé en volume de parties égales de gaz oxigène et de gaz azote, et que sa densité était précisément la moyenne de celle de ces deux gaz; ou autrement, que 100 parties de gaz oxigène et 100 de gaz azote, en produisaient 200 de gaz nitreux, et que

l'acide nitrique était composé, en volume, de 100 parties de gaz azote et 200 de gaz oxigène, ou de 100 parties de gaz oxigène et 200 de gaz nitreux.

Si l'on met, d'après ce chimiste, sur l'eau, dans un tube de 2 à 3 centimètres de diamètre, 200 parties de gaz nitreux, et qu'on y fasse passer ensuite 200 parties de gaz oxigène, on aura une absorption de 300 parties, et un reste de 100 de gaz oxigène. L'acide qui s'est formé est donc de l'acide nitrique; et, en effet, en le saturant avec la potasse, on obtient du nitrate de potasse. Mais si on ne met plus le gaz oxigène en excès, si, par exemple, on en met d'abord 100 parties dans le tube, et qu'on ajoute ensuite 400 parties de gaz nitreux, l'absorption est de 400 parties, et il en reste 100 de gaz nitreux. En faisant le mélange dans un tube un peu large, l'absorption ne varie pas sensiblement, pourvu qu'on n'agite pas, parce que l'eau peut dissoudre 11 à 12 centièmes de son volume de gaz nitreux. L'acide qu'on obtient dans ce cas est différent de celui obtenu précédemment, car au lieu d'être composé comme lui de 100 de gaz oxigène, et 200 de gaz nitreux, il renferme 100 du premier gaz, et 300 du second. De plus, lorsqu'on le sature par la potasse, on obtient du nitrite de potasse, cristallisant en petites aiguilles, et donnant avec les acides des vapeurs rouges très-abondantes. L'acide produit est donc l'acide nitreux, et la vapeur rouge qui est le résultat immédiat de la combinaison de l'oxigène avec trois fois son volume de gaz nitreux, est la vraie vapeur nitreuse, ou l'acide nitreux à l'état de gaz.

En mêlant du gaz oxigène avec du gaz nitreux dans une proportion quelconque, on obtient toujours, à la vérité, une vapeur d'un rouge plus ou moins foncé; mais ce phé-

nomène n'indique point que tout le mélange gazeux soit entré en combinaison, et on ne peut conclure qu'il se soit formé une vapeur nitreuse particulière Lorsque les deux gaz sont dans des proportions convenables, l'absorption de la vapeur formée est prompte et complette, si, au contraire, l'un des deux gaz domine beaucoup, il empêche la vapeur nitreuse d'avoir le contact de l'eau et de s'y dissoudre facilement, et c'est pour cette raison qu'on l'a regardée quelquefois comme très-difficile à coercer. Ce phénomène n'a rien de surprenant, et il est le même que celui que présente le gaz acide carbonique avec l'eau; car, s'il est pur, il est absorbé complettement, et s'il est melé d'air, ou d'un gaz insoluble, son absorption devient très-difficile et reste incomplette.

La meilleure manière de former l'acide nitreux, suivant M. *Gay-Lussac*, est de dissoudre la vapeur nitreuse dans l'eau, parce qu'alors on est sûr de l'avoir parfaitement pur. En raison de la quantité de gaz acide nitreux qui aura été absorbée, on aura des acides plus ou moins forts, plus ou moins colorés. L'eau prend d'abord une teinte bleue, variable dans son intensité, puis, lorsqu'elle a absorbé une plus grande quantité de gaz acide nitreux, et qu'elle a acquis par là plus de densité, elle paraît verte, et enfin lorsque la quantité de gaz acide nitreux est encore plus grande, elle est colorée en jaune orangé, plus ou moins foncé. On a toujours, dans ces diverses circonstances, de l'acide nitreux, et on peut passer de celui qui est coloré en jaune, à celui qui l'est en vert, et de celui-ci à l'acide coloré en bleu; il suffit pour cela de leur ajouter de l'eau pour les ramener au même degré de densité qu'ils ont, lorsqu'on les obtient par la dissolution du gaz acide nitreux dans l'eau.

Lorsqu'on fait passer du gaz nitreux dans de l'acide nitrique plus ou moins concentré, on obtient aussi de l'acide nitreux coloré de diverses teintes, en raison de la densité de l'acide nitrique employé, et qui est mêlé de plus ou moins de ce dernier acide. Si l'acide nitrique est très-fort, il se colore en jaune de diverses nuances, et ne passe ni par la couleur bleue, ni par la couleur verte, s'il est moins concentré, il se colore en vert foncé, et ne passe jamais au jaune, quoiqu'on introduise beaucoup de gaz nitreux; et enfin s'il est moins concentré encore, il prend une teinte bleue-verte, en absorbant le gaz nitreux, et n'en change plus.

Lorsqu'on a de l'acide nitreux coloré en jaune, on peut le faire passer au vert et au bleu en ajoutant de l'eau pour diminuer sa densité; de sorte qu'on voit clairement par là que la couleur de l'acide nitreux dépend de la densité du liquide, et on explique pourquoi on ne peut pas faire passer de l'acide nitreux vert à la couleur jaune, en y faisant passer beaucoup de gaz nitreux. On conçoit aussi, pourquoi on peut, au contraire, changer la couleur jaune de l'acide nitreux en vert, et même en bleu, en y faisant passer beaucoup de gaz nitreux : c'est qu'une fois que l'acide nitrique est complettement saturé de gaz nitreux, et qu'il est changé en acide nitreux, si l'on continue à faire passer du gaz, il emporte avec lui un peu d'acide sous forme de vapeur nitreuse, et affaiblit par conséquent de plus en plus la densité de l'acide nitreux; effet qui serait encore le même si, au lieu de gaz nitreux, on y faisait passer un gaz quelconque qui n'aurait aucune action chimique sur l'acide.

La vapeur nitreuse, ou pour mieux dire le gaz acide nitreux est une substance identique et très-soluble dans

l'eau qu'il colore d'abord en bleu, puis en vert, et enfin en jaune-orangé. Ce même gaz acide dissous dans l'eau forme l'acide nitreux qui est aussi constant dans sa nature, formant des sels particuliers, et tout-à-fait analogues aux acides phosphoreux et sulfureux, avec cette différence cependant que ses élémens sont plus mobiles. L'acide nitreux s'obtient en combinant directement, comme nous l'avons dit, le gaz nitreux avec le gaz oxigène, ou en le faisant passer à travers l'acide nitrique, mais dans ce dernier cas il n'est pas pur. Les couleurs produites par la dissolution du gaz nitreux dans l'acide nitrique, dépendent de la densité de cet acide, s'il est très-faible, on ne peut obtenir que la couleur bleue; s'il est plus concentré, on a la couleur verte; et enfin, s'il l'est encore d'avantage, on a la couleur jaune orangé.

Tous ces faits, dus à M. *Gay-Lussac*, constituent la théorie de la formation des acides nitreux et nitrique, au moyen du gaz nitreux et du gaz oxigène, et ils expliquent parfaitement la différence des résultats de tous ceux qui s'en sont occupés.

L'acide nitreux est plus décomposable que l'acide nitrique, il produit aussi beaucoup plus d'effets sur tous les corps combustibles. C'est ainsi que l'acide nitreux enflamme le phosphore, les huiles volatiles, le charbon chaud, etc., sur lesquels l'acide nitrique n'a qu'une action faible en comparaison. Quand on met l'acide nitrique, chargé de plus ou moins de gaz nitreux, en contact avec de l'or, il y a alors deux attractions qui agissent tout-à-coup, et à la fois; celle de l'oxigène contenu dans *le gaz nitreux* pour l'or, et celle de l'acide nitrique pour l'oxide d'or. C'est

ainsi qu'en chargeant l'acide nitrique de gaz nitreux. M. *Deyeux* est parvenu à y dissoudre l'or.

Si l'on fait passer de la vapeur nitreuse à travers l'acide sulfurique concentré, on obtient des cristaux.

Voici comme on doit opérer : on met dans un flacon à deux tubulures de la limaille de cuivre; l'autre tubulure sert à verser de l'acide nitrique, afin de faire dégager le gaz nitreux. D'une des tubulures part un tube qui va plonger dans un autre flacon, contenant de l'acide nitrique concentré; ce dernier flacon est garni d'un autre tube recourbé, qui va se rendre dans un flacon rempli aux deux tiers d'acide sulfurique concentré. On fait ensuite dégager le gaz nitreux, qui va se rendre dans l'acide nitrique concentré : la vapeur nitreuse se forme ; et à mesure que l'acide sulfurique s'en empare, il paraît sous la forme de petits cristaux en aiguilles.

Bernhardt, en distillant du nitre avec le sulfate de fer calciné, obtint un acide cristallisé. Ces cristaux sont parfaitement semblables à ceux que *Priestley* a décrits en 1777, lorsqu'il satura l'acide sulfurique par l'acide nitreux.

Cornette a confirmé l'expérience de *Priestley*.

§. X.

Du Gaz oxide d'azote.

La dernière modification à laquelle l'acide nitrique donne naissance, est le *gaz oxide d'azote*, appelé par *Davy*, *oxide nitreux*, et par d'autres chimistes, *gaz oxidule d'azote*.

On a vu précédemment que lorsque le gaz nitreux

n'éprouve pas une décomposition complette, par l'action des substances oxigénables, il passe à un autre état de combinaison ; il forme le gaz oxide d'azote, dont la découverte est due à *Priestley*.

Quoiqu'il soit possible d'obtenir ce gaz en enlevant au gaz nitreux une quantité d'oxigène par le fer, les sulfures alcalins, et d'autres corps combustibles, comme il a été dit plus haut, on préfère suivre le procédé indiqué par M. *Berthollet*, la distillation du nitrate d'ammoniaque.

On met ce sel dans une cornue de verre, et on distille à un feu qui n'excède pas 208° *Réaumur*, on recueille le gaz produit sur l'eau, et on attend quelques heures pour l'employer; pendant ce tems, il se dépose une vapeur blanche, et il devient ensuite très-transparent.

Ce gaz a les propriétés suivantes :

Il est plus lourd que l'air, sa pesanteur spécifique est, d'après M. *Davy*, de 0,00197 ; elle est par conséquent à l'air :: 5 : à 3.

Une bougie brûle dans ce gaz, avec une flamme brillante et un léger bruit : lorsqu'elle est près de s'éteindre, elle est enveloppée d'une légère flamme bleue.

Le phosphore enflammé, introduit dans ce gaz, y brûle avec un éclat extraordinaire.

Le soufre, brûlant seulement avec une légère flamme bleue, s'y éteint à l'instant ; mais si on l'y introduit fortement enflammé, il y brûle avec une flamme plus vive encore et d'une belle couleur rose; on obtient de l'acide sulfurique et du gaz azote.

Le charbon y brûle avec plus d'éclat que dans l'air commun. Lorsqu'on fait arriver sur un charbon renfermé

dans ce gaz les rayons solaires, il s'enflamme, et continue de brûler jusqu'à ce que la moitié du gaz oxide d'azote soit décomposée. On a pour produit de l'acide carbonique et du gaz azote.

Le fil de fer y brûle presqu'avec le même éclat que dans le gaz oxigène.

Il est rapidement absorbé par l'eau que l'on a fait préalablement bouillir; un trentième environ de son volume échappe seul à l'absorption : par l'agitation, elle peut en dissoudre 0,54 en volume; elle acquiert une saveur douceâtre, et ne diffère pas, au reste, d'une eau ordinaire. Par l'ébullition, on peut en dégager le gaz.

Il n'altère pas les couleurs bleues végétales; il a une saveur particulière, très-douce, légèrement sucrée, et une odeur agréable. La lumière et une température au-dessous de la chaleur rouge ne le décomposent pas.

Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rougi au feu, il se décompose, et le tube prend la couleur de la vapeur nitreuse, qui se forme en effet; lorsque cette vapeur a été absorbée, le résidu se trouve avoir, à très-peu de chose près, les propriétés de l'air atmosphérique : le même effet a lieu par l'étincelle électrique.

Il n'est pas absorbé par le gaz oxigène, ou nitreux.

Un mélange de ce gaz avec le gaz hydrogène, exposé à une chaleur rouge, détonne avec violence et brûle avec une flamme rouge. L'étincelle électrique fait éprouver le même effet à ce mélange. On a pour produit de l'eau et du gaz azote : lorsque la quantité de gaz hydrogène est petite, il se forme de l'acide nitrique. La même détonation s'opère à une haute température, avec le gaz hydrogène phosphoré, sulfuré et carboné.

Les animaux que l'on met dans ce gaz y meurent promptement. L'alcool absorbe ce gaz lorsqu'il est pur.

Une de ses propriétés les plus remarquables, consiste dans son action sur le corps humain, quand on le respire. Il n'est pas dangereux de le respirer, parce qu'il se mêle dans les poumons avec l'air atmosphérique que cet organe contient. Pour l'administrer, on le renferme dans une bourse de soie huilée, ou dans une vessie bien propre, armée d'un robinet; on le respire jusqu'à ce qu'il soit entièrement consommé, en aspirant et expirant alternativement dans la vessie. Les sensations auxquelles il donne lieu varient beaucoup suivant les tempéramens; mais en général, elles sont très-agréables, et ressemblent assez à celles que procure la gaieté du vin. Une grande gaieté, un penchant irrésistible au rire, une succession d'idées très-rapide, et une grande excitation à opérer les mouvemens musculaires, sont les effets qu'il produit généralement; ces sensations agréables ne sont pas d'ailleurs suivies, comme celles qui résultent de l'état d'ivresse, d'un abattement dans le systême nerveux. J'observerai cependant qu'à Paris, et dans plusieurs autres endroits de la France, on a éprouvé des effets contraires. M. *Vauquelin*, et plusieurs autres, ont ressenti un mal-aise qui a duré plusieurs heures.

Pour déterminer les parties constituantes du gaz oxide d'azote, *Davy* a employé le mode suivant : il a brûlé des mélanges de gaz oxide d'azote et de gaz hydrogène. Pour enlever tout l'oxigène, il a fallu 40 parties de gaz hydrogène pour 39 parties de gaz oxide d'azote en volume : le résidu a été de 41 parties de gaz azote. 40 parties de gaz hydrogène en volume exigent 20,8 d'oxigène; on voit que l'azote et l'oxigène dans le gaz sont une véritable combi-

naison, et non pas un mélange; sans cela ils occuperaient un tiers de volume de plus Si l'on substitue au volume les poids, 20,8 pouces cubes de gaz oxigène peseraient à-peu-près 8 grains (poids médicinal), et 39 pouces cubes de gaz azote peseraient 14 grains, par conséquent, le gaz oxide d'azote serait composé, en poids, de oxigène 36, azote 64.

Dans le résultat de la décomposition du nitrate d'ammoniaque, il ne trouva que de l'acide nitrique, du gaz et de l'eau, outre la partie du nitrate non décomposée; ainsi cette décomposition n'est point accompagnée d'une production d'acide carbonique, comme l'a prétendu *Austin*. M. *Davy* explique les différentes combinaisons que l'azote, l'oxigène et l'hydrogène forment à différentes températures par différens équilibres d'affinité. Il s'établit, selon lui, à une certaine température, un équilibre d'affinités, qui diffère de celui qui précédait, et dans lequel l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxigène de l'acide nitrique, et produit de l'eau, pendant que son azote s'unit au gaz nitreux pour former le gaz oxide d'azote.

On voit, d'après ce qui précède, que l'azote est susceptible de se combiner avec l'oxigène dans plusieurs proportions, et qu'il peut en résulter quatre composés bien distincts, et très-remarquables par leurs caractères; on a vu de plus qu'en enlevant à l'acide nitrique une partie d'oxigène, par la lumière, on parvient à le transformer en acide nitreux. Si l'on traite celui-ci par le cuivre, on obtient du gaz nitreux, et ce dernier par le fer, donne du gaz oxide d'azote.

S'il est possible d'amener successivement l'acide nitrique, par une soustraction d'oxigène, à sa dernière modification

et même jusqu'à son radical, il n'en est pas de même quand on veut suivre une marche rétrograde; par exemple, si l'on soumet à l'étincelle électrique un mélange de gaz azote et d'oxigène, dans les proportions où ces principes se trouvent dans le gaz oxide d'azote, on ne pourrait réussir à former ce gaz, il en résulterait toujours de l'acide nitrique, il serait même difficile de faire passer le gaz oxide d'azote, en ajoutant de l'oxigène, en gaz nitreux; ce dernier peut cependant être transformé en acide nitreux, et même en acide nitrique.

§. XI.

Des Acides métalliques.

Quoiqu'il y ait beaucoup de circonstances dans lesquelles les métaux peuvent être unis à l'oxigène, on peut les réduire en général à trois. La première est le contact de l'air aidé du calorique; la seconde est due à la décomposition de l'eau, et la troisième à celle des acides.

Nous connaissons cinq substances métalliques, susceptibles de s'acidifier complettement : l'arsenic, le tungstène, le molybdène, le chrôme et le columbium.

Comme je ne considère ici ces acides métalliques qu'en général, je rapporterai la manière de les préparer, et leurs caractères, aux substances métalliques, où chaque objet sera traité en particulier.

§. XII.

De l'Acide muriatique.

L'acide muriatique existe abondamment dans la nature, il y est uni avec différentes bases, principalement avec la soude, la chaux, la magnésie et plusieurs métaux. Son nom est pris de la substance d'où on l'extrait, le sel de mer, sel marin, l'eau salée, *muria* des latins, *muyre* dans l'ancien français. On l'appelait autrefois *esprit de sel, acide marin, acide du sel.*

Glauber, vers le milieu du 17e. siècle, a le premier fait connaître cet acide, et appris à le retirer du sel marin.

Quant à la manière de l'extraire, (Voyez *muriate de soude.*)

L'acide muriatique, libre de toute entrave, est toujours sous la forme d'un gaz permanent, et aucune température connue jusqu'à présent n'a pu le rendre liquide.

On obtient le gaz muriatique, 1°. par la distillation; 2°. en le chassant du muriaque de soude par l'acide sulfurique; 3°. si on en a dissous et concentré dans l'eau froide: en la chauffant, on le dégage, et on reçoit ce gaz sous des cloches à mercure. On met, à cet effet, de l'acide muriatique liquide et concentré dans une fiole à médecine; on adapte à l'orifice de la fiole un tube recourbé, dont le bec plonge dans la cuve de l'appareil au mercure, sous une cloche pleine de fluide métallique.

On chauffe légèrement le liquide; et il se dégage un fluide aériforme, qui va chasser le mercure contenu dans

la cloche pour en occuper la place. Ce fluide aériforme est le *gaz acide muriatique*. Ce gaz, suivant *Gay-Lussac* et *Thenard*, ne peut pas être obtenu seul sans eau; car elle est absolument nécessaire à son état gazeux.

Ce gaz n'a point de couleur. Il est si caustique qu'il cause de vives démangeaisons sur la peau, il la rougit et l'enflamme, sans cependant la corroder, la brûler, ni même la colorer comme les acides sulfurique et nitrique; il a une odeur forte, piquante, âcre, acide, qui picote les yeux et irrite la gorge. Sa saveur est très-aigre et très-forte. Il rougit les couleurs bleues végétales, il tue les animaux, il éteint les bougies. On remarque que la flamme verdit vers la partie supérieure au disque; on en ignore la cause. On remarque aussi que la fumée de la bougie, en s'éteignant, y devient très-blanche, c'est que l'eau qui se dégage par la combustion de l'hydrogène et de l'oxigène de la bougie, se combine avec le gaz, et devient ainsi nuageuse et sensible. La lumière ne l'altère pas sensiblement. Le calorique le raréfie et augmente son volume dans des rapport semblables à ceux que M. *Gay-Lussac* a reconnus dans les gaz insolubles dans l'eau. Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rougi au feu, il n'éprouve aucune altération.

Ce gaz est plus pesant que l'air atmosphérique; sa pesanteur spécifique est, d'après *Fontana*, de 1,698, celle de l'air étant 1,000.

Kirwan le trouva deux fois plus lourd. Il contient, suivant *Gay-Lussac* et *Thenard*, $\frac{1}{4}$ de son poids d'eau, et dans cette quantité il y a assez d'oxigène pour oxider autant de métal que l'acide peut en dissoudre.

En contact avec l'air, il répand des fumées blanches: ces vapeurs ont pour cause la combinaison de ce gaz avec

l'humidité de l'air, aussi ne sont-elles pas sensibles sur les hautes montagnes, où l'air est très-sec.

Ce gaz fait fondre la glace aussi promptement que si on la jetait dans un brasier.

Il se dissout avec facilité dans l'eau glacée, et peu dans l'eau chaude, aussi est-il nécessaire de conserver l'acide muriatique dans une eau dont la température soit très-basse, car, si le flacon n'est pas assez fort pour résister à l'expansion du gaz, à une température différente de celui où il a *été* combiné avec l'eau, il fait sauter les bouchons, et gâte, par les vapeurs qui se répandent, tous les instrumens de cuivre.

L'acide muriatique se gèle facilement à 42 degrés en une masse jaunâtre grenue, d'une consistance de beurre.

En général, ce gaz s'unit avec beaucoup de rapidité à l'eau; c'est ce qui constitue l'acide muriatique liquide.

L'eau absorbe, à la température de 12 degrés environ, les 0,30 de son poids, en dégageant une grande quantité de calorique; à mesure que le gaz se combine avec l'eau, il perd sa fluidité élastique, le calorique qui la lui donnait devient libre et échauffe la liqueur. Moins la température est élevée, et plus l'eau en dissout, *et vice versâ;* en sorte que de l'eau qui en a été saturée au terme de 0, par exemple, bout à soixante et quelques degrés, et peut être dépouillée de la plus grande partie de cet acide à 80 degrés. Une livre d'eau, bien saturée de ce gaz, donne une livre 10 onces d'acide liquide. Dans cet état, sa pesanteur spécifique est à celle de l'eau :: 1250 à 1000.

Le gaz acide muriatique n'a nulle action sur les corps combustibles; le charbon seul l'absorbe et le condense, ainsi que quelques autres substances végétales, telles que

le liége, les éponges, le bois tendre, etc.; mais ce gaz n'éprouve aucune altération en le faisant passer sur du charbon rouge.

Quand ce gaz est bien privé d'eau, il n'a point d'action sur les métaux. Les oxides métalliques l'absorbent et forment des combinaisons salines.

Ce gaz ne chasse les acides carbonique, phosphorique, phosphoreux et sulfureux de leurs bases, que quand les combinaisons de ces acides sont dissoutes dans l'eau qui absorbe le gaz; il n'agit donc ensuite qu'à l'état d'acide liquide.

L'acide nitrique l'absorbe promptement et il se forme de l'acide nitro muriatique.

L'acide liquide n'est point altéré par la lumière; le calorique en dégage la plus grande partie du gaz; les dernières molécules adhèrent tellement à l'eau, qu'elle reste toujours acide.

Cet acide est sans couleur; son odeur est forte, pénétrante, semblable au gaz.

Celui du commerce est ordinairement d'un jaune pâle, en raison d'un peu de fer ou d'acide muriatique oxigéné qu'il contient.

La pesanteur spécifique de l'acide muriatique le plus concentré, est de 1,196.

L'acide muriatique peut absorber de l'oxigène. (Voyez *acide muriatique oxigéné.*)

Exposé à l'air, il exhale une fumée blanche. Il n'agit point sur les corps combustibles non métalliques.

L'acide muriatique dissout les métaux et les oxides, en tel état qu'ils soient; car, s'ils sont trop oxidés, l'acide muriatique enlève cet excédant d'oxigène et s'en charge;

et si le métal n'est pas assez oxidé, l'eau de l'acide se décompose et fournit l'oxigène nécessaire, en sorte que par ce jeu réciproque, l'oxidation est portée juste au point nécessaire pour que la dissolution ait lieu. Quand on dissout différens métaux dans l'acide muriatique liquide, il se dégage du gaz hydrogène, ce qui avait fait conclure à plusieurs chimistes, que l'hydrogène était la base de l'acide muriatique. Ce gaz provient de la décomposition de l'eau; l'expérience suivante va le prouver.

On fait dissoudre une quantité déterminée de limaille de fer dans l'acide muriatique; on recueille avec soin le gaz hydrogène qui en provient. On décompose ensuite le muriate de fer par la potasse, et l'on trouve que le précipité de fer a absorbé autant d'oxigène qu'il en aurait fallu pour former de l'eau avec le gaz hydrogène obtenu.

L'acide muriatique mis avec de l'acide sulfurique concentré, dans un long tube, donne naissance à une vive effervescence, et à un gaz qui remplit toute la capacité du tube. Ce gaz n'est autre chose que de l'acide muriatique, duquel l'acide sulfurique s'est emparé de l'eau qui le tenait en dissolution, et auquel celle-ci a fourni le calorique qu'elle a perdu en se combinant à l'acide sulfurique. Cette expérience prouve que l'acide sulfurique a plus d'attraction pour l'eau, que l'acide muriatique.

Il résulterait des recherches de *Davy*, que l'acide muriatique est composé d'acide muriatique oxigéné, plus, de l'hydrogène. Je donnerai plus de développement à cette hypothèse, à l'article *acide muriatique oxigéné*.

§. XIII.

De l'Acide nitro-muriatique.

L'acide muriatique s'unit facilement à l'acide nitrique; il se passe des phénomènes assez intéressans. Si ces acides sont concentrés, il se fait un mouvement dans tout le liquide; il se développe un gaz qui produit une effervescence vive; la liqueur s'échauffe et prend une couleur jaune, plus ou moins foncée: c'est l'eau régale des anciens chimistes, et l'*acide nitro-muriatique* des modernes.

En examinant le gaz qui se dégage, on trouve que c'est de l'acide muriatique oxigéné; en mêlant ensuite l'acide nitro-muriatique avec de l'eau, il laisse échapper du gaz nitreux, et perd sa couleur rouge.

On forme cet acide en mêlant ensemble deux parties d'acide nitrique pur, et une d'acide muriatique concentré.

Cet acide a moins de pesanteur que les deux acides qui le constituent. Son odeur est particulière; sa couleur est ordinairement citronnée, quelquefois orangée. La lumière en dégage du gaz oxigène; le calorique en sépare l'acide muriatique oxigéné. Cet acide se combine à l'eau, et s'échauffe avec ce fluide.

Il paraîtrait naturel de conclure que l'acide muriatique a plus d'affinité avec l'oxigène, que n'en a le gaz nitreux; mais, en faisant l'expérience inverse, c'est-à-dire, en mêlant du gaz nitreux avec du gaz acide muriatique oxigéné, on est bientôt convaincu du contraire. En effet, dès que ces deux gaz sont en contact, ils se pénètrent, perdent leur élasticité, et donnent naissance à des vapeurs rouges,

qui sont de véritables acides nitreux. Si l'on emploie des quantités convenables, il ne reste pas un atôme de résidu.

Ce n'est donc qu'à l'aide d'une double attraction que l'acide muriatique décompose l'acide nitrique, savoir: celle de l'oxigène pour l'acide muriatique, et celle du gaz nitreux pour l'acide nitrique.

Cet acide est remarquable par sa propriété de dissoudre de suite l'or et le platine. Le peu de gaz acide muriatique oxigéné qui se forme ne peut pas en être la cause, car cet acide se dégage en entier; c'est donc plutôt le gaz acide nitreux, retenu par l'acide nitrique, qui, favorisant l'oxidation des métaux, les dispose à être dissous par l'acide muriatique.

§. XIV.

Acide muriatique oxigéné.

C'est à Schèele que nous devons la découverte de cet acide. Ce célèbre chimiste, en traitant un fossile qui lui était inconnu, par l'acide muriatique, trouva en même tems dans ce minéral deux substances nouvelles, la baryte et le manganèse.

Si l'on ignore l'existence de l'oxigène dans l'acide muriatique, on sait au moins qu'il peut se combiner à ce principe par des moyens que nous allons exposer.

Schèele a reconnu que l'acide muriatique distillé avec de l'oxide de manganèse, prenait tout-à-coup la forme de gaz, que ce gaz avait une couleur jaune-verdâtre, une odeur analogue à l'acide nitro-muriatique, etc.

En reprenant les expériences de *Schèele*, *Berthollet* a

découvert dans l'acide muriatique oxigéné beaucoup de propriétés utiles pour les arts,

On lui avait donné alors le nom de *déphlogistiqué.*

Dans l'origine de sa découverte, pour avoir l'acide muriatique oxigéné, on versait sur deux parties et demie d'oxide de manganèse en poudre, sept parties d'acide muriatique à 25 degrés ; mais ce procédé était long et dispendieux, parce qu'il fallait avant extraire l'acide muriatique, et que l'on en perdait beaucoup. Dans cette opération, l'acide muriatique se divise en deux parties ; l'une se combine avec une portion de l'oxigène de l'oxide métallique, et passe à l'état d'acide muriatique oxigéné ; l'autre partie dissout le métal, ramené à une oxidation inférieure, et forme le muriate de manganèse.

Plusieurs autres oxides métalliques au maximum, tels que l'oxide puce de plomb, de cobalt, de nickel, etc., sont également propres à oxigéner l'acide muriatique.

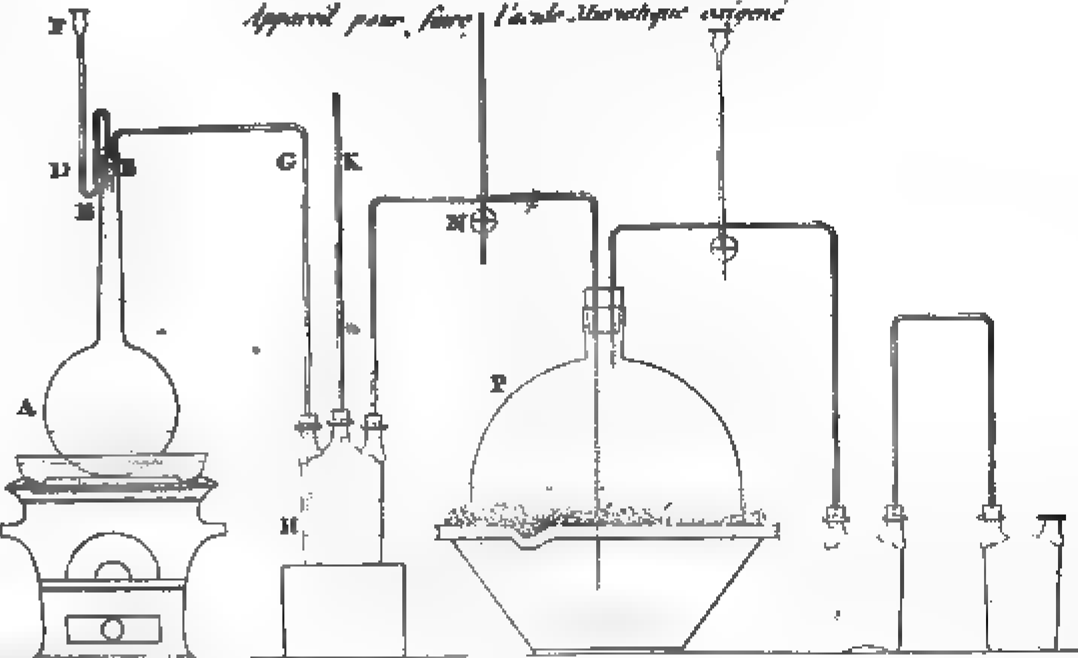
M. *Pajot-des-Charmes* donne des proportions d'après lesquelles il conseille de travailler pour opérer plus vite, et économiser le tems ; et en effet, elles m'ont toujours parfaitement bien réussi.

32 parties de muriate de soude, 20 parties d'oxide de manganèse cristallisé réduit en poudre, et 44 d'acide sulfurique à 60 degrés, sur 28 parties d'eau ; si ces parties représentent des onces, ces proportions suffisent pour un tonneau contenant quatorze seaux d'eau, chacun de la contenance de 15 litres ou pintes de Paris.

On introduit le muriate de soude et l'oxide de manganèse, bien mélangés préalablement, dans un grand matras à long col *A* (*Voyez* la planche), que l'on pose sur un bain de sable. Ce matras est fermé par un bouchon de liége *B*,

percé de deux trous, dans l'un desquels passe le tube *D*, recourbé en *E*, et terminé, à la partie supérieure, par un entonnoir *F*, au moyen duquel on introduit l'acide sulfurique dans le matras. Il est nécessaire auparavant d'étendre l'acide de la quantité d'eau prescrite, parce que l'action serait trop vive, et que l'acide muriatique se dégageant très-promptement, ne serait pas assez longtems en contact avec l'oxigène, on n'obtiendrait que de l'acide muriatique mélangé d'une très-petite partie d'acide muriatique oxigéné. L'autre trou du bouchon *B* reçoit l'extrémité d'un tube *G*, qui communique du matras dans le vase *H* à trois tubulures, contenant de l'eau environ $\frac{1}{2}$ de sa capacité, dans laquelle plonge un tube de sûreté *K*, pour empêcher l'absorption : ce vase *H* communique à un second vase *P*, par le moyen du tube *N*; ce second vase est à moitié plein d'eau, et il communique à un troisième vase où est le tube de sûreté, et ce dernier à un quatrième, etc.

On peut aussi terminer l'appareil par un flacon contenant ou du carbonate de chaux délayé dans l'eau, ou bien de la potasse en dissolution. A mesure qu'il passe de l'acide muriatique oxigéné, il se dépose dans le dernier flacon une matière floconneuse, qui n'est autre chose que de la silice que la potasse tient en dissolution, et qui ne peut se dissoudre dans le muriate de potasse qui se forme. Si, après avoir filtré, on fait évaporer la liqueur, on obtient des cristaux de muriate suroxigéné de potasse, sel que nous ferons connaître à l'article des muriates suroxigénés. Enfin il faut avoir attention de luter bien toutes les jointures avec le lut gras, recouvert d'une bande de linge, enduite de blanc d'œuf et de chaux : on échauffe ensuite le matras peu-à-peu.



Appareil pour faire l'acide Muriatique oxigéné
F
D
E
B
G
K
N
A
P
H
1 Mètre

On peut reconnaître aisément l'endroit par où perdent les luts, en promenant dessus un bouchon de cristal trempé dans l'ammoniaque, la combinaison de ces vapeurs forme dans le moment un nuage blanc qui dénote l'endroit par où le gaz s'échappe.

Comme cet acide est peu soluble, on lui présente une grande quantité d'eau contenue dans plusieurs vases, ou disposée en colonne très-élevée, afin qu'en comprimant le gaz, et en lui offrant une plus longue route à parcourir, elle l'oblige à se dissoudre complètement. Il faut aussi avoir soin de faire plonger les tubes jusqu'au fond des flacons.

Les dimensions de l'appareil doivent varier en raison des quantités d'acide muriatique oxigéné dont on a besoin. Au lieu de flacons de *Woulf*, on peut se servir de tonneaux, ou de réservoirs en pierre, comme cela se pratique à Jouy, où l'on emploie une grande quantité de cet acide pour le blanchiment des toiles.

Si l'on entoure les flacons de glace, on obtient l'acide muriatique oxigéné, cristallisé à la température de trois degrés au-dessus de o, suivant M. *Chaptal*. Il présente la forme d'un prisme quadrangulaire tronqué, et terminé par un losange, quand la température est à o, il est en paillettes jaunâtres, mais il reprend son expansion, et ferait casser les vaisseaux, si l'on n'avait soin de le conserver à cette température, ou dans un espace, de manière à compenser l'expansion qu'il peut prendre.

Dans cet état de solidité, cet acide perd un peu de son odeur; mais il ne la perd pas entièrement, et il donne des vapeurs très-prononcées par l'ammoniaque. La liqueur surnageante n'a plus de couleur, et n'a presque plus d'odeur.

La théorie de cette opération consiste en ce que l'oxide de manganèse étant trop oxidé pour s'unir à l'acide sulfurique, cède une partie de son oxigène qui, rencontrant l'acide muriatique provenant de la décomposition du muriate de soude, opérée par l'autre partie de l'acide sulfurique, forme du gaz acide muriatique oxigéné qui va se dissoudre dans les flacons.

Gaz acide muriatique oxigéné.

Cet acide peut être obtenu gazeux, en le faisant passer à travers une petite quantité d'eau.

A cet effet, on met le mélange que nous avons indiqué ci-dessus, dans un matras, fermé par un bouchon percé d'un trou; on y ajuste un tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

Ce gaz est distingué par ses propriétés physiques; il exhale une odeur forte et pénétrante, qui resserre la gorge; il a une saveur stiptique, provoque la toux, et occasionne sur la membrane pituitaire une sorte de rhume de cerveau; il peut aller jusqu'à faire cracher le sang; il émousse les sens du goût et de l'odorat; à la longue, il excite le vomissement, apparemment par sympathie entre la membrane pituitaire ou de la gorge et de l'estomac : il occasionne le mal de tête : l'ammoniaque est la matière la plus propre à arrêter ses effets.

Ce gaz a une couleur jaune-verdâtre.

Sa pesanteur spécifique est à celle de l'air :: 244 : 100 (*Davy*); et suivant MM. *Gay-Lussac* et *Thenard*, ce gaz pèse 2,47 fois plus que l'air.

Il contient, suivant ces chimistes, la moitié de son

volume de gaz oxigène, et toute l'eau qu'il peut former avec l'hydrogène, est retenue par l'acide muriatique qu'il renferme. Si l'on calcule sa quantité, on trouve qu'elle fait encore précisément le ¼ de ce dernier acide.

Il diminue et rougit la flamme des bougies sans l'éteindre, mais ne peut servir à la respiration des animaux; ce gaz ne rougit pas les couleurs bleues végétales, mais il les détruit. Il décompose le gaz hydrogène sulfuré, phosphuré et carburé; et il transforme l'acide sulfureux en acide sulfurique.

Le gaz muriatique oxigéné, d'après MM. *Thenard* et *Gay-Lussac*, 1°. n'est pas décomposé par le carbone à une très-forte température rouge, et ce n'est que par l'hydrogène que retient le charbon qu'il peut être converti en gaz muriatique.

2°. Le charbon et même la plombagine fortement calcinés, contiennent encore un peu d'hydrogène.

3°. Les gaz sulfureux, oxide de carbone, oxide d'azote, et même le gaz nitreux, ne décomposent pas le gaz muriatique oxigéné quand ils sont très-secs; au moyen de l'eau ils le décomposent promptement (1).

---

(1) On doit à M. *John Davy* la connaissance d'un nouveau gaz acide qu'il a obtenu en exposant dans un tube sur le mercure sec, un mélange de volumes égaux des gaz oxide de carbone et oxi-muriatique à la lumière du soleil, et même à celle du jour. La condensation qui a lieu dans la combinaison de ces deux fluides élastiques, réduit leur volume précisément à la moitié; ensorte que ce nouveau gaz est le plus dense de tous, à l'exception du gaz acide fluorique.

Son caractère acide est très-prononcé. Il rougit le tournesol,

4°. Le gaz muriatique oxigéné est décomposé par l'eau et la chaleur seules, même un peu au-dessous de la température rouge.

5°. Un mélange à volume égal de ce gaz et de gaz hydrogène, s'enflamme à une température de 125 degrés; si l'on expose ce mélange au rayon solaire, il y a une explosion violente.

Ce même mélange exposé au soleil dans des cloches bleues ou rouges, ne détonne pas d'après *Seebeck*; la décomposition s'opère très-lentement.

Toutes les fois que la lumière agit sur les corps inorga-

---

et se combine avec l'ammoniaque. Sa force saturante est si grande qu'il condense jusqu'à quatre fois son propre volume de gaz ammoniaque, et forme un sel parfaitement neutre, déliquescent, et pourtant très-soluble dans l'eau. Son attraction pour l'ammoniaque sec est tellement forte qu'il décompose le carbonate d'ammoniaque, et que l'acide acétique ne peut lui enlever cette base alcaline. Ce qui a trompé M. *Murray* (ce chimiste avait annoncé que ce gaz était de l'acide carbonique), c'est la décomposition de ce sel ammoniacal avec effervescence par l'acide nitrique étendu. L'eau, dans ce cas, dit M. *Davy*, est décomposée; son hydrogène est saisi par l'acide oxi-muriatique pour former l'acide muriatique, et son oxigène par l'oxide de carbone, pour produire l'acide carbonique qui se dégage. Ceci, ajoute-t-il, paraîtra évident, si l'on considère que ce gaz nouveau ne s'enflamme pas par l'étincelle électrique lorsqu'on le mêle à l'oxigène, ou à l'hydrogène séparément; mais qu'il détone avec violence dans un mélange déjà fait d'oxigène et d'hydrogène dans les proportions convenables, et qu'il donne alors du gaz acide muriatique, du gaz acide carbonique, et rien de plus.

nisés, et qu'elle est absorbée, ses effets sont les mêmes que ceux de la chaleur.

6°. Dans un grand nombre de circonstances dans lesquelles on observe que deux gaz bien mélangés se combinent lentement, comme le gaz muriatique oxigéné et le gaz hydrogène, c'est la lumière qui est la cause de leur combinaison. Comme elle ne pénètre que successivement le mélange gazeux, et qu'elle agit par une très-petite masse, ses effets sont successifs, mais d'autant plus prompts qu'elle a plus d'intensité, dans l'obscurité complète, il n'y aurait aucun effet produit.

7°. Le gaz hydrogène et le gaz oléfiant, mêlés chacun

L'action de divers métaux et de leurs oxides sur ce gaz, prouve encore qu'il est un composé de volumes égaux de carbone et de gaz oxi-muriatique, condensés jusqu'à la moitié de leur volume. Ainsi l'étain, le zinc, et l'antimoine chauffés respectivement dans ce gaz renfermé sur le mercure, dans de petits tubes de verre, le décomposent rapidement: dans tous ces cas, on voit paraître une quantité de gaz oxide de carbone exactement egal en volume au gaz décomposé, et on trouve un composé du métal employé et de gaz oxi-muriatique, composé exactement semblable à celui qu'on obtient de la combustion du même métal dans le gaz oxi-muriatique pur.

La même décomposition s'obtient par les oxides de zinc et d'antimoine; avec le premier, on a du gaz acide carbonique, et un composé de zinc et de gaz oxi-muriatique; mais avec le dernier, lorsqu'on emploie le protoxide fusible, on obtient du beurre d'antimoine; il se dégage du gaz acide carbonique, et il se forme un peroxide infusible; ce qui prouve que dans le cas précédent, la formation de l'acide carbonique est due à la décomposition de l'oxide de zinc, et non à celle du gaz oxi-muriatique.

séparément, à volume égal, avec le gaz muriatique oxigéné, s'enflamment avec détonation aussitôt qu'ils sont exposés à la lumière directe du soleil.

8°. Le gaz muriatique oxigéné ne peut être décomposé que par les métaux avec lesquels il forme des muriates, ou par la chaleur et l'eau avec laquelle il reproduit le gaz muriatique ordinaire, ou par l'hydrogène et les substances qui en contiennent; dans toute autre circonstance dans laquelle il ne se forme pas d'eau qui puisse se combiner avec le gaz muriatique, le gaz muriatique oxigéné n'est pas décomposé.

C'est ainsi qu'en jetant dans une cloche remplie de ce gaz, du fer, de l'antimoine, de l'arsenic et plusieurs autres métaux réduits en poudre fine, ils s'enflamment et présentent une espèce de pluie de feu.

L'action de ce gaz sur le soufre mérite une attention particulière : le soufre ne s'y enflamme pas, ou il faut qu'il soit préalablement liquéfié. *Thomson* a fait passer un courant de gaz acide muriatique oxigéné à travers du soufre sublimé ; il a obtenu une liqueur rougeâtre dont il a décrit les caractères.

M. *Berthollet* fils a repris ce travail ; il a reconnu qu'en faisant passer du gaz acide muriatique oxigéné à travers du soufre sublimé, ce dernier devenait d'abord mou, et que successivement il passait à l'état liquide, d'une couleur jaune, et enfin d'une couleur rouge brun. Cette liqueur avait une odeur piquante, répandant des fumées blanches, rougissant les couleurs bleues sans les détruire, et n'ayant aucune action sur la solution d'indigo. Sa densité est plus grande que celle de l'eau, et s'y mêle sensiblement; mais si on l'agite longtems, l'eau retient de l'acide muriatique,

de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique, et il se dépose du soufre.

L'ammoniaque précipite de cette liqueur un soufre de couleur rouge, retenant de l'ammoniaque, et la liqueur surnageante contient des sulfite, sulfate et muriate d'ammoniaque. M. *Berthollet* fils propose d'appeler cette liqueur *acide muriatique oxi-sulfuré*. Le gaz muriatique oxigéné sec, suivant MM. *Thenard* et *Gay-Lussac*, forme avec les sulfures métalliques des muriates, et la nouvelle substance découverte par *Thomson*.

Le phosphore et les phosphures produisent, avec le gaz oxi-muriatique, des phénomènes et une liqueur analogues, dont MM. *Gay-Lussac* et *Thénard* ont décrit les propriétés dans leur ouvrage. (*Recherches physico-chimiques.*)

M. *Davy* a établi une série de faits qui le portent à penser que le gaz oxi-muriatique n'a point encore été décomposé. En considérant le gaz comme corps simple, il propose de l'appeler *chlorine*, tandis que M. *Prieur* propose le nom de *murigène*. Le chimiste anglais a fait voir que le gaz oxi-muriatique se combine avec les corps inflammables, pour former des corps simples composés binaires; et dans ce cas, il agit sur des oxides : il produit le dégagement de leur oxigène, ou le force d'entrer dans de nouvelles combinaisons.

D'après les expériences les plus récentes de *Davy*, le gaz oxi-muriatique peut se combiner avec l'oxigène. Il obtient ce nouveau gaz en traitant un muriate suroxigéné en grand excès, avec une petite quantité d'un acide faible, à l'aide d'une douce chaleur, et en recueillant le gaz sur du mercure. La couleur de ce gaz est d'un vert jaunâtre

foncé, brillant, et ses propriétés diffèrent beaucoup de celles du gaz recueilli sur l'eau.

Quelquefois ce gaz détonne pendant qu'on le transvase d'un vaisseau dans un autre : il y a production de chaleur et de lumière avec expansion de volume. On peut toujours le faire détonner à volonté, au moyen d'une légère chaleur; celle de la main est souvent suffisante. Ce gaz est un composé des gaz oxi-muriatique et oxigéné, mêlé avec un peu de gaz oxi-muriatique. Ceci est prouvé par les résidus de sa détonation spontanée : dans cette opération, il abandonne depuis $\frac{1}{5}$ jusqu'à $\frac{1}{7}$ de son volume de gaz oxigène; il perd sa couleur brillante, et devient gaz oxi-muriatique ordinaire.

L'odeur de ce gaz détonnant pur est analogue à celle du sucre brûlé, melée de celle de gaz oxi-muriatique.

Le mercure, le cuivre et l'antimoine n'ont pas d'action sur le gaz à froid; après les avoir chauffés, ces deux derniers métaux y brûlent.

Le soufre et le phosphore lui font éprouver une explosion. Le charbon ardent y brûle et produit un brillant éclat de lumière.

Mêlé au gaz acide muriatique, il y a diminution graduelle de volume. Par l'application de la chaleur, l'absorption est plus rapide, le gaz oxi-muriatique se forme, et il se dépose une rosée sur les parois du vase.

Par ces nouveaux faits, *Davy* tend encore à confirmer la non décomposition du gaz oxi-muriatique. Il dit : « si le gaz oxi-muriatique contenait de l'oxigène, on ne comprendrait pas aisément pourquoi le nouveau gaz donnerait de l'oxigène au gas acide muriatique, lequel doit déjà contenir de l'oxigène combiné intimement; tandis que si l'on adopte

l'idée que l'acide muriatique est un composé d'hydrogène et de gaz oxi-muriatique, les phénomènes sont tels qu'on a lieu de s'y attendre. »

Si la faculté qu'ont les corps de brûler dans le gaz oxi-muriatique, dépendait de la présence de l'oxigène, ils devraient tous brûler avec plus d'énergie dans le nouveau gaz. *Davy* propose de l'appeler *enchlorine*, ou gaz *enchlorique*. (Voyez *Annales de chimie*, tom. 79.)

MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* ont annoncé que la chaux et la magnésie bien sèches peuvent décomposer, à une très-haute température, le gaz acide muriatique oxigéné, privé d'eau par le muriate de chaux. Il en résulte, dans les deux cas, des muriates et un dégagement de gaz oxigène. Le muriate de magnésie qu'on fait de cette manière est remarquable en ce que le plus grand feu n'en sépare pas l'acide muriatique, tandis que la chaleur rouge-cerise peut l'en dégager tout entier si on humecte ce sel : aussi quand on dissout la magnésie dans de l'acide muriatique, et qu'après avoir évaporé la liqueur à siccité, on calcine tant soit peu le résidu, on décompose le muriate qui s'était formé d'abord. Il est probable, disent ces chimistes, que l'on parviendrait également à faire d'autres muriates terreux indécomposables au feu, en mettant en contact, à une haute température, quelques terres, et particulièrement la glucine et l'ittria, avec le gaz acide muriatique oxigéné.

M. *Berthollet* a aussi fait connaître la décomposition du gaz acide muriatique oxigéné par la chaux : il sature d'abord à froid cette base d'acide, et ensuite il distille le sel.

Si l'on fait passer en même tems de l'eau en vapeur et du gaz oxi-muriatique dans un tube rouge, il en résulte de l'acide muriatique liquide, et dégagement de gaz oxigéné.

Berzelius, qui a fait des recherches analytiques sur l'acide oxi-muriatique, donne les proportions suivantes : radical 31,746, oxigène 68,257.

Tous les faits réunis annoncés par *Davy*, *Gay-Lussac* et *Thenard*, ne décident pas encore la question de savoir si l'acide oxi-muriatique contient de l'oxigène.

En effet, si l'on veut considérer le gaz oxi-muriatique comme un être simple, il faut supposer que l'acide muriatique ordinaire est une combinaison d'hydrogène et d'acide oxi-muriatique.

Les phénomènes s'expliquent aussi bien par l'une et par l'autre hypothèse, en regardant l'acide oxi-muriatique comme un corps composé d'après l'ancienne hypothèse, ou bien en le regardant comme un corps simple, d'après l'hypothèse moderne.

(Voyez *Recherches physico-chimiques*, par *Gay-Lussac* et *Thenard*, et le rapport de M. *Berthollet*, *Annales de chimie*, tom. 80.)

De l'acide muriatique oxigéné liquide.

Ce gaz se combine en petite quantité avec l'eau, à laquelle il communique quelques-unes de ses propriétés, telles que sa couleur, son odeur et sa saveur.

Dans cet état, l'acide muriatique oxigéné n'est pas sensiblement plus pesant que l'eau pure ; ce qui indique qu'il ne perd pas, en s'y combinant, une grande quantité de calorique, et ce qui le prouve, c'est la station de la température de l'eau à laquelle cet acide se combine.

Cet acide liquide a une saveur acerbe et astringente; il est d'une couleur jaune-verdâtre, d'une odeur forte, âcre, suffocante.

Exposé aux rayons du soleil, dans un flacon transparent, il s'en dégage du gaz oxigène; à mesure que ce gaz se sépare, l'acide perd sa couleur et son odeur. Le gaz oxigène qu'on obtient est très-pur.

C'est sur la propriété qu'a le gaz acide muriatique oxigéné, de détruire les couleurs, que M. *Berthollet* l'a proposé pour blanchir les fils, les toiles et les cotons.

Quoique l'on trouve tous les développemens de cet art important, tant dans l'*Art de la teinture*, de MM. *Berthollet*, père et fils, 2e. édition, que dans *la Chimie appliquée aux arts*, par M. *Chaptal*, *vol.* 3, *pag.* 99, je crois devoir en exposer en peu de mots la pratique et la théorie générales.

D'abord on fait tremper dans l'eau chaude les fils, les toiles ou cotons, pour leur enlever l'apprêt ou paron, et les parties colorantes qui sont déja disposées à se dissoudre dans ce liquide. Par cette première opération on économise une portion de lessive et d'acide muriatique oxigéné qui serait employée en pure perte pour détacher ces substances étrangères, que l'eau seule peut enlever.

On les fait bouillir ensuite dans une lessive préparée avec vingt parties d'eau et une partie de potasse, ou de soude, qu'on a rendue plus active avec un tiers de chaux. Lorsque les fils ou les toiles ne colorent plus sensiblement les lessives, on les plonge dans de grands cuviers remplis d'acide muriatique oxigéné; on agite de tems en tems ces matières, pour que toutes les parties soient également baignées par la liqueur, et que le blanchiment soit uniforme partout. Au bout de trois à quatre heures, lorsque la plus grande partie de l'action de l'acide muriatique est épuisée, on remet les fils, ou les tissus, dans la lessive

alcaline, et on opère comme la première fois, et ainsi alternativement, jusqu'à ce que ces matières cessent de s'y colorer.

Le nombre des immersions des toiles dans les lessives, varie suivant la grosseur des fils, ou des toiles, suivant la nature de la partie colorante, et la force des lessives alcalines et acides.

Les grosses toiles exigent plus de tems, et des liqueurs plus concentrées; elles se blanchissent plus facilement, lorsque les filasses ont été bien rouies, lorsque le fil n'a pas été trop tordu, et la toile trop serrée, parce que l'acide muriatique oxigéné les pénètre plus aisément jusqu'au centre.

Cependant on peut les fixer à cinq ou six pour les grosses toiles, et à trois ou quatre pour les toiles fines, batistes et cotonnades.

Lorsque les toiles ne se colorent plus dans les lessives bouillantes, on les frotte avec du savon noir dans de l'eau chaude: on les lave ensuite avec soin pour enlever toutes les parties du savon, et on les met dans un mélange de cinquante parties d'eau et d'une partie d'acide sulfurique.

Ce bain, légèrement acide, remplace le lait aigri qu'on a coutume d'employer dans les blanchisseries ordinaires: il donne aux toiles un blanc très-éclatant, qu'elles ne prendraient point sans cela; c'est en dissolvant une portion d'oxide de fer et de terre calcaire contenue dans les végétaux, ou même déposée sur les toiles par la lessive alcaline, qu'il produit cet effet. Il faut laver ces toiles avec beaucoup de soin, car s'il y restait quelques portions d'acide sulfurique, elles brûleraient indubitablement la toile lorsqu'elle serait sèche.

Le savonnage a pour objet d'effacer la couleur noire de certains fils, qui résistent plus fortement à l'action des lessives, et de donner conséquemment une couleur blanche plus uniforme aux tissus. Il a encore l'avantage de détruire l'odeur d'acide muriatique oxigéné qui, sans cette précaution se conserve longtems dans les toiles, et leur donne, au bout d'un certain tems, une couleur rousse.

Il est rare qu'on puisse épuiser une lessive dans un premier blanchissage, de tout ce qu'elle contient d'acide muriatique oxigéné, parce qu'il s'établit une espèce d'équilibre entre la matière colorante et l'acide muriatique pour l'oxigène; en sorte que, lorsqu'elle en est déja en partie saturée, elle ne l'altère plus aussi fortement; et, d'une autre part, la quantité d'acide muriatique oxigéné diminuant dans l'eau, celle-ci le retient plus fortement et s'oppose encore au passage de l'oxigène dans la toile. Mais ces eaux peuvent servir à dégrossir de nouvelles toiles, principalement des toiles de coton, parce qu'il leur faut moins d'oxigène pour blanchir, et qu'elles paraissent avoir plus d'affinité avec ce principe.

Il en est de même pour les lessives alcalines; elles conservent toujours une portion d'alcali, qui n'agit point sur la matière colorante des végétaux; elles ne doivent cependant pas être rejetées comme inutiles; elles peuvent encore servir à enlever l'appret des toiles écrues. On peut aussi leur rendre une partie de leur action, en les faisant bouillir quelque tems avec un peu de chaux, ou bien en évaporant la dissolution à siccité, et en calcinant le résidu pour brûler les matières végétales qui en masquent les propriétés.

En examinant avec attention ce qui se passe dans l'opération du blanchiment par l'acide muriatique oxigéné,

Berthollet a reconnu qu'il y avait analogie presque parfaite avec ce qui a lieu dans la même opération par les moyens ordinaires; dans l'un et l'autre cas en effet, c'est l'oxigène qui se fixe dans la matière colorante des végétaux, et qui la rend dissoluble dans les alcalis; il y a cette différence seulement, que l'on présente aux matières à blanchir l'oxigène plus concentré, en plus grande quantité sous le même volume, et que l'on fait en quelques jours ce qui demande plusieurs mois par les anciennes méthodes. Cette théorie est confirmée par un grand nombre d'expériences et d'observations. On savait que le blanchiment des toiles et des fils se faisait beaucoup mieux et plus promptement dans le printems et l'automne que dans les autres saisons de l'année; que les arrosemens et la rosée de mai étaient très-favorables au blanchiment, sur-tout lorsqu'ils sont aidés des rayons du soleil. D'un autre côté, la chimie a trouvé que l'oxigène de l'acide muriatique se combinait réellement dans la substance végétale, et que cet acide repassait à l'état d'acide muriatique ordinaire; que la matière colorante saturée d'oxigène, devenait dissoluble dans les alcalis, d'où l'on peut la séparer toute entière, en faisant évaporer la lessive, et en la mêlant avec un acide; elle a trouvé de plus que la rosée de mai contient beaucoup d'oxigène, et que la lumière du soleil facilitait la séparation de l'eau, et la combinaison avec les matières végétales.

Les toiles, les fils, les cotons, etc., blanchis par le nouveau procédé, ne le cèdent point en blancheur, ni en qualité aux mêmes marchandises blanchies sur le pré; on a même remarqué qu'elles avaient beaucoup plus de force, mais qu'elles ne jouissaient pas, à la vérité, de cette dou-

écur, de ce moelleux qui plaisent aux marchands; cet agrément, qui est toujours au détriment de la force, leur est facilement donné; il suffit de les faire passer plusieurs fois sur un cylindre, ou sur un autre corps qui en use la surface.

Les personnes qui feront blanchir pour leur compte, et qui n'ont pas besoin de ce coup-d'œil marchand, trouveront un grand avantage dans l'usage des toiles blanchies par ce procédé.

On a remarqué que ces toiles prenaient encore plus d'éclat par une exposition de quelques jours sur le pré, qu'elles conservaient plus constamment leur beau blanc, et qu'enfin elles perdaient complettement et sans retour, la légère odeur d'acide muriatique oxigéné qu'elles retiennent pendant quelque tems, lorsqu'on n'a pas pris les précautions indiquées plus haut.

Le procédé de M. *Berthollet* a, comme on voit, plusieurs avantages sur les anciens; il est prompt, économique, et sur-tout il n'altère point la qualité des toiles, comme quelques personnes, conduites sans doute par l'intérêt, ont voulu le persuader; il a principalement le grand mérite de pouvoir être exercé dans un petit espace, et dans toutes les saisons de l'année.

Nous devons à M. *Chaptal* la communication d'une méthode pour blanchir le coton. (*Voyez*, pour le procédé, l'article *Soude*.

Quand on veut, dans le cours d'une leçon, donner aux élèves une idée de l'art du blanchissage, on fait l'expérience suivante :

On prend du fil écru, ou de la toile; on lui enlève la partie colorante, en le faisant bouillir dans une lessive pré-

parée avec vingt parties d'eau et une de potasse, qu'on peut rendre plus active avec un tiers de chaux ; on plonge ensuite le fil, ou la toile, dans de l'acide muriatique oxigéné. Il faut avoir l'attention de remuer l'étoffe, et de la tordre ; on la lave ensuite à grande eau, pour enlever l'odeur dont elle est imprégnée. On peut encore la passer dans une eau de savon.

Ou bien on laisse, un instant, tremper dans l'acide muriatique oxigéné, quelques morceaux d'étoffes colorés, soit des échantillons de draps ou de toiles colorés, soit des fleurs, feuilles, etc.

On se sert encore, pour le blanchiment, d'une liqueur, dite *lessive de Javelle.* La différence consiste en ce que l'on met de la potasse dans l'eau qui reçoit le gaz, ce qui fait que la liqueur se concentre beaucoup plus, de manière qu'on peut ensuite l'étendre de plusieurs parties d'eau pour s'en servir. Voici les proportions indiquées par M. *Berthollet.*

Deux onces et demie de muriate de soude, deux onces d'acide sulfurique, six gros d'oxide de manganèse, et dans le vase où vient se concentrer le gaz, une livre d'eau et cinq onces de potasse qu'il faut y faire dissoudre ; cette liqueur peut être étendue de dix à douze parties d'eau. Ce procédé, suivant le même chimiste, ne peut être avantageux que pour le coton, car on ne peut blanchir avec l'acide muriatique oxigéné, engagé de cette manière avec l'alcali, qu'une quantité de toile bien moins considérable que celle qu'on blanchirait avec la même quantité d'acide muriatique oxigéné qui serait simplement combiné avec l'eau, parce qu'il se forme une partie de muriate suroxiginé de potasse, et dans lequel l'oxigène se concentre. Or,

tout l'oxigène qui entre dans la composition de ce sel, est devenu inutile au blanchiment, car le muriate oxigéné de potasse ne détruit point les couleurs, comme M. *Berthollet* l'a prouvé.

L'acide muriatique oxigéné a aussi la propriété de blanchir la cire, telles que la cire verte d'Amérique, la cire jaune de la Louisiane, qui est un végétal huileux, et la cire jaune; mais il ne faut pas la diviser en lanières, comme on l'avait fait dans le principe, car la cire restait jaune dans son intérieur, parce que l'action de l'acide ne peut pénétrer jusqu'au centre.

Voici comme on fait l'expérience : on coupe la cire par morceaux; on l'introduit dans un petit matras, dans lequel on met de l'eau; on pose ce matras sur un bain de sable, et l'on chauffe de manière à entretenir liquide la cire. On adapte au matras l'appareil, pour recueillir le gaz acide muriatique oxigéné. Sitôt que l'on fait passer ce gaz dans la cire liquide, il la saisit par-tout, et la blanchit; mais il faut modérer l'action du feu sous la cire, et même arrêter l'action de l'acide; car si l'on outre-passait ce point, il y aurait une partie de la cire qui serait brûlée et roussie : ce point est essentiel à saisir.

On peut se servir du même appareil pour épaissir une huile et oxider les métaux, à tel point, dit M. *Chaptal*, qu'on peut employer ce procédé avec avantage pour former du *verdet*.

On peut aussi, d'après *Landriani*, blanchir la cire à l'aide de la vapeur de l'acide muriatique. Il suffit d'exposer la cire jaune rapée ou grattée en feuilles très-minces, sur une toile au-dessus du niveau de la liqueur; on recouvre

le tout d'un autre vase, pour éviter que le gaz ne se perde.

M. *Chaptal* s'est servi avec avantage du gaz acide muriatique oxigéné, pour blanchir le papier et les vieilles estampes; elles acquièrent, par ce moyen, une blancheur éblouissante.

D'après cette première idée de M. *Chaptal*, plusieurs chimistes se sont occupés à présenter des procédés plus ou moins avantageux.

Fabroni a proposé de remplacer l'acide dont on se sert ordinairement par un autre acide préparé, en mettant 75 parties d'acide et 25 parties d'oxide de plomb dans des bouteilles de verre qu'il laisse à la cave jusqu'au moment de l'employer; après quelques opérations préliminaires, il verse son acide ainsi préparé, sur les gravures.

M. *Roard* a fait connaître une méthode dont j'ai obtenu des succès constans. Voici son procédé: on fait faire un petit tonneau cylindrique en bois blanc, d'un mètre de haut sur cinquante centimètres de diamètre, dont les cercles sont en bois. On y ajoute un couvercle fermant hermétiquement, et pouvant s'ôter à volonté; on le perce de deux trous qui doivent servir à y introduire l'acide muriatique oxigéné et l'eau; on place un double fond intérieur sur lequel on décrit des circonférences concentriques décroissantes, avec des différences de trois centimètres. Dans les diamètres employés, on perce sur chacune de ces circonférences, des trous dans lesquels on met verticalement des tubes de verre pleins très-fins, arrondis à la lampe par leurs extrémités.

Avant de placer les estampes dans le tonneau, voici les opérations préliminaires qu'on leur fait subir: on peut

diviser en trois parties les estampes à blanchir, 1°. celles qui ont des taches d'huiles ou qui sont grasses; 2°. celles qui ont été collées sur toile, et dont le dos reste encore encollé; 3°. celles enfin qui sont seulement fauves. Les deux premières parties peuvent être traitées en une seule opération, en les plaçant concentriquement dans un tonneau en bois blanc, que l'on remplit d'une lessive chaude et très-faible en potasse, qu'on peut même se procurer par la lixiviation des cendres : on les laisse dans cet état deux ou trois heures, suivant le besoin; alors on ouvre un robinet placé à son fond; l'eau s'écoule entièrement. Si les gravures ne garnissent pas le tonneau, il faut placer à son centre quelques tubes pour les soutenir; on met ensuite de l'eau claire, afin d'enlever les dernieres portions de potasse qui contribueraient en pure perte à diminuer la quantité de l'acide muriatique oxigéné. On fait écouler l'eau, on les laisse un quart-d'heure s'égoutter, se raffermir, et on les place dans le tonneau destiné au blanchiment, au fond duquel on a adapté un tuyau en bois, à robinet, communiquant à un autre vase dont l usage est de faciliter l'écoulement de la liqueur du premier.

On dispose les gravures dans les espaces décrits par les tubes, observant de commencer par les plus grandes, et de n'en placer qu'autant qu'elles ne soient pas trop pressées, le centre sert pour les plus petites : car, dans le cas ou l'on voudrait les disposer autrement, lorsqu'on viendrait à les retirer, leurs parties se trouvant collées les unes contre les autres, les font déchirer en les développant.

On conserve parfaitement bien à la cave, dans des cruches de terre, l'acide muriatique oxigéné, pourvu qu'elles soient bien bouchées et lutées : on fait au bouchon de la

que très-légèrement entre le pouce et le doigt de chaque main, car les mouvemens violens et les efforts pourraient les déchirer. On les places sur des claies recouvertes de linge blanc qui enlève sur-le-champ une partie de l'eau, ou bien on les lave en sortant du baquet, les disposant sur des marbres inclinés, ou sur des chassis de toile blanche fort claire ; on fait couler dessus beaucoup d'eau avec de grosses éponges. Cette opération est fort essentielle, car les gravures jaunissent quelquefois quand elles n'ont pas été assez lavées : après cette opération, ont les met sur des tables garnies de serviettes, ou sur des cartons dans un endroit qui ne soit pas trop exposé aux rayons du soleil, ou à un trop grand courant d'air ; et lorsqu'elles sont encore humides, ont les met entre deux feuilles de papier de soie, sur lesquels on place deux morceaux d'étoffe de laine ou de coton, de même grandeur : on les dispose ainsi les unes sur les autres, on les met en presse : il faut les y laisser passer la nuit ; le lendemain on les retire, et on les trouve de la plus grande beauté. On doit avoir soin de les exposer ensuite au soleil, afin de les avoir parfaitement sèches. Il arrive quelquefois que, malgré toutes les précautions, il reste sur le dos de celles qui étaient encollées, des taches jaunes qui n'existaient pas avant leur blanchiment : cela provient de ce que la colle ayant été faite avec de la farine, ou une fécule contenant du gluten, l'eau bouillante n'a pu dissoudre cette substance que l'acide muriatique oxigéné a jaunie : on peut les enlever en versant dessus quelques gouttes d'acide sulfureux, s'il n'y a que quelques endroits qui en soient marqués, ou bien, si elles le sont trop, les plonger dans cet acide.

L'encre ordinaire disparait par l'action de cette sub-

stance gazeuse ; mais celle d'imprimeur n'en peut souffrir aucune atteinte. Pour enlever l'encre, qui n'est autre chose qu'un gallate et tannate de fer, on décompose l'acide gallique et le tannin par l'acide muriatique oxigéné, on obtient de l'eau et de l'acide carbonique ; il reste une tache jaune occasionnée par l'oxide de fer ; on lave avec l'acide muriatique, ou de l'acide sulfurique très-faible, et la couleur est enlevée.

Dans certaines papeteries, on s'en sert pour blanchir les chiffons, et l'on y gagne, quoique cela soit plus dispendieux, parce qu'on évite le déchet du pourrissage, qui est considérable, et l'opération très-longue, puisqu'il faut six mois ; un autre avantage, c'est que les ouvriers ne sont pas incommodés par les vapeurs des pourritures.

On se sert encore de cet acide pour emporter les fonds garancés de dessus les toiles peintes, au lieu du pré et de l'opération par la bouse de vache ; mais il faut prendre bien garde d'altérer les autres couleurs, en sorte que l'emploi de ce moyen est en cela plus dangereux : on parviendra sans doute à parer à ces inconvéniens : déja M. *Berthollet* a fait à Jouy d'heureuses expériences à ce sujet.

Cet acide brûle très-bien le soufre, à une température convenable, car, à la température ordinaire, le soufre a moins d'affinité avec l'oxigène, que n'en a, à cette température, l'acide muriatique.

A cet effet, on met du soufre en poudre dans une fiole à médecine, on verse dessus de l'acide muriatique oxigéné et l'on chauffe.

Le soufre se convertit en acide sulfurique, et l'on en reconnaît la présence par le muriate de barite, ou par le

nitrate d'argent ; il se forme du sulfate de barite et du muriate d'argent.

En chauffant, on peut encore reconnaître la présence de l'acide sulfurique ; l'acide muriatique se volatilise, et l'acide sulfurique reste à nu.

On peut faire la même expérience avec le phosphore. Si l'on chauffe du phosphore dans de l'acide muriatique oxigéné, l'acide muriatique se dégage, et l'acide phosphorique reste fixe.

L'acide muriatique oxigéné a la propriété de dissoudre l'or : on peut aisément se convaincre de cette vérité, en mettant dans de l'eau saturée de ce fluide aériforme quelques feuilles d'or battu, elles ne tarderont pas à s'y dissoudre.

On a employé le gaz acide muriatique oxigéné pour purifier l'air des prisons, des hôpitaux, afin de brûler les miasmes. On peut aussi employer l'acide nitro-muriatique, qu'on met dans un petit flacon avec une certaine quantité d'oxide de manganèse. Il se dégage continuellement et pendant longtems de l'acide muriatique oxigéné gazeux.

On pourrait aussi détruire l'odeur des appartemens peints à l'huile, en dégageant de ce gaz acide.

Fumigations d'acide muriatique suivant le procédé de M. *Guyton-Morveau.* (*Voyez* Traité des moyens de désinfecter l'air, de prévenir la contagion et d'en arrêter les progrès, par M. *Guyton-Morveau.*

Ces fumigations, dont l'objet est de purifier l'air infecté des miasmes putrides, et dont l'efficacité est constatée par un grand nombre d'expériences, peuvent se faire de différentes manières, qui sont également simples, faciles et peu dispendieuses.

Lorsqu'on a à purifier l'air infecté d'une salle, d'un cachot ou d'un autre local qui n'est pas habité, on place au milieu de la pièce un réchaud avec des charbons allumés, sur lesquels on pose une capsule, ou large vase de terre cuite ou grès, on y met un mélange de deux onces de sel marin (muriate de soude), et de deux gros d'oxide noir de manganèse en poudre fine, puis on y verse en une seule fois deux onces d'acide sulfurique Il s'élève aussitôt un gaz ou vapeur très-expansible, qui se répand dans tout le local, décompose et détruit les miasmes ou émanations disséminés dans l'air, ou attachés aux murs, aux parois de la salle. Après avoir versé sur le mélange l'acide sulfurique, il faut se retirer aussitôt, fermer les portes et les fenêtres, et n'y rentrer qu'après quelques heures.

S'il s'agit de purifier les salles d'un hospice, en supposant qu'il existe vingt lits dans celle qui est infectée, on dispose vers le milieu un petit fourneau sur lequel on place un bain de sable, et sur ce bain, une capsule de verre ou de grès, contenant 352 grammes de muriate de soude, mêlés avec 32 grammes d'oxide de manganèse; on ferme les croisées, on en retire les instrumens de fer; on laisse, au contraire, on étale même les matelas, les couvertures, les vêtemens, tous les tissus de laine; on allume le feu; la capsule échauffée, on verse sur le sel 128 grammes d'acide sulfurique à 66 degrés, préalablement mêlé avec son poids d'eau. On se retire aussitôt, et on ferme la porte.

Douze heures après on entre dans la salle, on ouvre les fenêtres; il s'établit un courant d'air qui emporte les restes du gaz acide muriatique; alors la salle est sanifiée.

Employées avec art et avec les précautions convenables, ces fumigations sont non-seulement un moyen préservatif

et désinfectant, mais encore elles deviennent un moyen curatif dans bien des cas.

Pour conserver l'acide muriatique oxigéné, il faut le mettre dans des flacons collés à l'extérieur de papier noir, afin d'éviter le contact de la lumière qui le décomposerait.

Enfin l'acide muriatique est susceptible d'absorber une plus grande quantité d'oxigène, ce qui constitue l'acide muriatique suroxigéné, mais cet acide est toujours combiné avec les bases dont on ne peut l'isoler facilement. Nous en parlerons à l'article du muriate suroxigéné de potasse.

§. XV.

Acide fluorique.

C'est à *Schèele* que nous devons la connaissance de cet acide. *Margraff* a publié, il est vrai, un mémoire dans ceux de l'académie de Berlin, de 1768, sur le *spath fluor*, où il démontre qu'il ne contient pas d'acide sulfurique. Il essaya de le décomposer, en le distillant avec partie égale d'acide sulfurique; il obtint un sublimé blanc, qu'il prit pour du spath fluor sublimé, et à son grand étonnement, il remarqua que la cornue de verre était rongée, et même trouée à quelques endroits.

Schèele, qui fit une analyse exacte du spath fluor, s'assura qu'il était composé de chaux et d'un acide particulier.

L'acide fluorique ne se rencontre jamais isolé dans la nature; il est toujours uni à des bases terreuses, à la chaux dans le fluate de chaux, à la silice et à l'alumine dans la

cryolite. Dans ces derniers tems, on l'a trouvé dans quelques os fossiles, *Berzelius* prétend même l'avoir retiré des os frais et de l'urine. *Bucholz* l'a trouvé dans la pycnite.

On lui a donné ce nom, parce qu'on le retire d'une espèce de sel neutre terreux, connu sous le nom de spath fluor, fluate de chaux, et qui accompagne souvent les mines métalliques auxquelles il sert quelquefois de fondant, d'où est venue sa dénomination de *fluor*. C'est de cette combinaison naturelle que les chimistes retirent l'acide fluorique, en présentant à sa base un autre acide avec lequel elle a plus d'affinité.

Comme l'acide fluorique dissout le verre, et qu'il le réduit à l'état de gaz, à l'aide d'une chaleur légère, il est nécessaire, lorsqu'on veut l'avoir pur, d'employer, pour cette opération, des vaisseaux de métal, sur lequel ni lui, ni l'acide sulfurique n'exercent que peu d'action; le plomb et l'étain peuvent être employés; les cornues de platine d'or ou d'argent seraient encore plus avantageuses, si le prix permettait leur emplette.

On doit à MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* de nouvelles observations sur l'acide fluorique.

Pour préparer cet acide, d'après ces chimistes, il faut surtout se servir d'un fluate de chaux exempt de silice. On pile, on tamise ce sel, et on le mêle avec environ deux fois son poids d'acide sulfurique concentré, dans une cornue de plomb, qui doit être faite de deux pièces entrant à frottement l'une dans l'autre, pour pouvoir en retirer facilement le résidu après l'opération. On place cette cornue sur un fourneau; on en lutte les jointures avec de la terre, et on fait rendre le col dans un tube de plomb renflé vers la partie moyenne, entouré de glace et terminé par une très-

petite ouverture. On chauffe peu-à-peu, et bientôt on entend une véritable ébullition; c'est l'acide fluorique qui passe dans le récipient, et qui s'y condense tout entier sous la forme d'un liquide très-remarquable par ses propriétés. L'opération est terminée quand, en retirant le col du récipient et le laissant refroidir, on n'aperçoit pas de traces de liquide à son extrémité.

On peut, à défaut d'une cornue, se servir d'un large tube de plomb; mais il faut y adapter un bouchon de plomb troué, auquel on soude un petit tube de plomb pour conduire, comme dans le cas précédent, l'acide au fond d'un récipient entouré de glace. On ne doit remplir le tube qu'aux deux tiers; on doit en outre bien mêler les matières avec une tige de fer ou de cuivre, et ménager le feu avec beaucoup de soin, autrement le mélange pourrait s'élever assez pour passer dans le récipient. Il est nécessaire aussi d'entretenir assez de chaleur dans la partie supérieure du tube pour que l'acide ne s'y condense pas, et d'appliquer du lut gras sur le bouchon pour le rendre imperméable; enfin, on ne doit pas conduire trop loin l'opération, sans remettre de l'acide dans le tube; car le sulfate de chaux qui se forme s'attache tellement au tube qu'on ne peut que difficilement l'en détacher.

Dans tous les cas, il faut que le plomb ne contienne pas de soudure : c'est une condition sans laquelle il se produirait de l'acide sulfureux.

L'acide fluorique, ainsi obtenu, a les propriétés suivantes.

Il est, à l'état liquide, à zéro, et même à 15 degrés au-dessus de zéro; il ne se congèle point à 20 degrés au-dessous. MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* disent qu'ils ne

savent pas précisément à quelle température il entre en ébullition ; mais, ce qu'il y a de certain, c'est qu'elle n'est pas élevée.

Pour le conserver liquide, même au-dessous de 15 degrés, il faut le priver avec soin du contact de l'air ; autrement, il se vaporiserait et disparaîtrait très-promptement, du moins en grande partie. On ne peut se servir pour cela que de vases métalliques, parce qu'il attaque tous les corps, excepté les métaux, encore agit-il fortement sur plusieurs de ceux-ci. Des vases de plomb rempliraient toutes les conditions desirables, si on pouvait les fermer exactement avec un bouchon de plomb ; mais comme la mollesse de ce métal fait qu'il reste toujours entre le bouchon et la paroi du goulot quelques fissures à travers lesquelles l'acide passerait encore, malgré le lut qu'on pourrait y mettre, il faut employer de préférence des vases d'argent, dont le bouchon sera fait, si l'on veut, de cuivre couvert d'argent.

Aussitôt que cet acide est en contact avec l'air, il répand de fortes vapeurs, en s'emparant de l'eau qui s'y trouve. L'odeur est extrêmement piquante, beaucoup plus que celle de l'acide muriatique : on courrait de très-grands dangers en le respirant.

Lorsqu'on en verse quelques gouttes dans de l'eau, il en résulte une chaleur considérable ; elle est telle même, que chaque goutte d'acide, en se combinant avec l'eau, fait entendre un bruit semblable à celui qu'on produit en plongeant dans ce liquide une petite barre de fer rouge : ainsi cette chaleur est bien supérieure à celle qu'on obtiendrait avec l'eau et l'acide sulfurique le plus concentré. Si au lieu de verser quelques gouttes d'acide fluorique dans de l'eau,

on verse quelques gouttes d'eau dans de l'acide fluorique, il entre subitement en ébullition : il peut contenir beaucoup d'eau et être encore fumant.

De toutes les propriétés de l'acide fluorique, la plus extraordinaire est son action sur la peau ; à peine la touche-t-il que déja elle est désorganisée. Une forte douleur se fait bientôt sentir ; les parties voisines du point touché ne tardent point à devenir blanches et douloureuses, et peu après il se forme une cloche dont les parois sont blanches, très-épaisses, et qui, au bout de quelque tems, contient du pus.

A peine l'acide fluorique est-il en contact avec le verre, qu'il le dépolit, s'échauffe fortement, bout, disparaît, et se réduit en gaz fluorique silicé ordinaire, dont on connaît les propriétés.

Étendu d'une plus ou moins grande quantité d'eau, l'acide fluorique agit toujours plus ou moins fortement sur le verre, mais sans se réduire en gaz, et en formant toujours un fluate acide de silice, qui reste en dissolution. S'il ne contient pas assez d'eau pour cesser d'être fumant, son action sur le verre est presque instantanée ; s'il en contient précisément ce qu'il en exige pour ne plus l'être, cette action est encore très-énergique, et elle devient beaucoup plus faible s'il est très-étendu d'eau ; cependant elle est sensible du jour au lendemain. On s'en aperçoit facilement en mettant une portion de cet acide très-étendu dans un verre à pied, au bout de vingt-quatre heures, on en précipite beaucoup de silice par l'ammoniaque, et toute la paroi du verre qui a été mouillée, est amincie.

Il résulte de là que le meilleur moyen de graver sur le verre par l'acide fluorique, est d'employer cet acide à l'état

liquide, et non à l'état de gaz, car il suffit pour cela de verser de l'acide liquide dans les traits de la gravure, qu'on a fait sur la cire, et de le laisser agir très-peu de tems

Cette propriété de corroder le verre, dont jouit l'acide fluorique, avait fait imaginer à *Puymorin* de graver sur le verre par le moyen de cet acide, comme on grave sur le cuivre, à l'aide de l'acide nitrique. Cette action de l'acide fluorique était connue avant l'acide lui-même.

Schwankhard, négociant de Nuremberg, en avait fait usage en 1670; *Pauli*, à Dresde, corroda du verre avec ce gaz en 1725. *Van Beckmann* dit avoir décomposé, dans une cornue, par les moyens de l'acide nitrique, l'émeraude de Bohême, appelée *hesphorus, qui luit dans l'obscurité*. Quand on veut graver avec cet acide, on enduit une plaque de verre de cire fondue dans un peu d'huile, ou, d'après M. *Luthen de Wolfenbuttel*, avec un vernis fait avec la colle de poisson, on en recouvre toute la surface, on trace ensuite avec une pointe métallique, sur la cire, des lettres ou autres objets, et on expose la plaque à la vapeur de l'acide, ou bien, comme nous l'avons dit ci-dessus, on étend l'acide fluorique par d'une plus ou moins grande quantité d'eau, et l'on verse cet acide dans les traits de la gravure.

On a su tirer parti de cette propriété pour tracer l'échelle, ou les degrés des instrumens en verre qui sont exposés à l'air, à l'eau, ou au frottement, et pour graver des étiquettes sur des flaçons, sur-tout sur ceux dans lesquels on met des acides, dont les étiquettes en papier sont toujours brûlées.

Gaz acide fluorique silicé.

Le gaz acide fluorique silicé peut s'obtenir en décomposant un fluaté de chaux ordinaire par l'acide sulfurique.

Il faut avoir l'attention d'employer des tubes bien larges, sur-tout quand on opère avec un appareil en verre ; car, faute d'un passage suffisant, l'acide gazeux le comprime dans la cornue, et son action sur le verre est augmentée, ensorte que la cornue est bientôt percée.

Si l'on conserve de ce gaz sous une cloche de verre, il dissout encore de la silice.

Si l'on y plonge une bougie éteinte, elle fait champignon ; c'est que l'eau qui sort de la mèche, dissout de l'acide chargé de silice, qui l'environne, et la terre siliceuse se précipite de cette dissolution sur la mèche.

Ce gaz est invisible comme l'air, et plus pesant que lui ; il éteint les bougies en verdissant sensiblement leur flamme, tue les animaux, rougit les couleurs bleues végétales, a une odeur pénétrante, qui approche de celle du gaz acide muriatique.

Il ronge la peau ; la lumière n'y fait éprouver aucune altération.

Le calorique le dilate, sans en altérer la nature. En contact avec l'air, il répand des fumées blanches, dues non-seulement à la condensation de l'acide par l'eau, mais encore à la précipitation de la terre qu'il contient, par l'union de ce liquide.

Les corps combustibles simples n'éprouvent aucune altération de la part de ce gaz.

Il est absorbé lentement par les oxides métalliques ; si l'on y ajoute de l'eau, il y a une combinaison plus prompte et plus facile.

Si l'on expose à la vapeur du gaz fluorique silicé, dans des vases de verre, des animaux, des éponges un peu mouillées, du charbon, etc., l'acide se dissout dans l'humidité qu'ils contiennent, et la silice se précipite sur ces substances.

On peut donner ainsi l'apparence d'une pétrification à des lézards, des vers humides, des fruits mouillés, etc. ; tous ces objets, ainsi revêtus d'une couche dure de silice, se conservent très-bien.

Si l'on fait la même expérience dans un vase de métal, la même pétrification n'a pas lieu.

Il résulte donc que la substance terreuse, qui se précipite par le contact du gaz acide fluorique et de l'eau, n'est autre chose qu'une portion du verre qui est attaquée et véritablement dissoute par l'acide gazeux.

Les élémens de cet acide ne sont pas encore parfaitement connus.

On doit cependant à MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* des expériences qui ont offert des phénomènes dignes de la plus grande attention.

Si l'on met de l'acide fluorique gazeux sec en contact à froid avec du potassium, il n'y a aucune action ; mais à chaud, il y a une inflammation très-vive, tout le gaz disparaît sans qu'il s'en développe aucun autre, et le métal se convertit en une matière noirâtre, qui ne fait aucune effervescence avec l'eau, et qui contient du fluate de potasse et un peu de charbon provenant du métal. MM. *The-*

nard et *Gay-Lussac* présument que, dans cette expérience, l'acide fluorique est décomposé.

L'acide fluorique est donc d'une nature particulière, et il n'a de commun avec les acides sulfurique et muriatique, avec lesquels *Monnet* et *Boullanger* ont voulu le confondre, que les propriétés générales qui appartiennent à tous les autres. Que l'on compare les propriétés de ces trois corps, on verra, 1°. que l'acide fluorique, soit gazeux soit liquide, dissout la silice, et que les autres ne font rien de semblable ; 2°. que sa combinaison avec la potasse et la soude ne cristallise point, et attaque elle-même le verre à l'aide de la chaleur, tandis que les acides sulfurique et muriatique forment, avec les mêmes matières, des sels cristallisables, et qui ne dissolvent pas le verre; 3°. que l'acide sulfurique, traité avec le charbon, donne du soufre, ce que ne fait point l'acide fluorique; que l'acide muriatique précipite l'argent de sa dissolution dans l'acide nitrique, tandis que l'acide fluorique forme un sel très-soluble avec l'argent; 4°. que l'acide fluorique forme avec la chaux un sel très-insoluble, tandis que l'acide muriatique donne, avec la même substance, un sel déliquescent; 5°. que l'acide fluorique a plus d'affinité avec la chaux qu'avec les alcalis, et c'est le contraire pour les acides sulfurique et muriatique; 6°. que l'acide fluorique n'attaque point les métaux qui ne décomposent pas l'eau, et l'acide sulfurique en dissout plusieurs; 7°. que l'acide muriatique est susceptible de se combiner à l'oxigène, lorsqu'on le traite avec l'oxide de manganèse, et rien de semblable n'a lieu avec l'acide fluorique; 8°. que l'acide sulfurique forme avec la barite un sel entièrement insoluble, et l'acide fluorique fournit un sel soluble avec cette substance; 9°. enfin, que

les acides muriatique et sulfurique chassent l'acide fluorique de ses combinaisons, ce qui n'arriverait pas si ces acides étaient les mêmes. Il est donc hors de doute, que l'acide fluorique est un acide *sui generis*, car outre les propriétés qui le distinguent des autres, il est le seul qui ait la faculté de dissoudre et de volatiliser la silice.

§. XVI.

Acide borique.

Humberg, médecin allemand, fit connaître cet acide en 1702. Il sublima, au bain de sable, un mélange de borax, de sulfate de fer calciné et d'eau dans une cucurbite de verre, munie d'un chapiteau. Attribuant des vertus particulières à la substance sublimée, et la regardant formée par le vitriol, il la nomma *sal volatile vitrioli narcoticum*, *sal sedativum*. *Lemery* démontra, en 1728, que le vitriol n'était pas nécessaire à sa formation, et qu'on pouvait l'obtenir en distillant le borax avec l'acide nitrique ou muriatique. *Stahl* avait déja observé le même fait en 1723; *Geoffroy* le jeune fit voir, en 1732, qu'on pouvait se procurer ce sel sans sublimation, en le précipitant d'une dissolution de borax par l'acide sulfurique; il trouva de plus que la soude était la base du borax; *Baron* prouva, en 1745, que les acides végétaux pouvaient aussi être employés pour séparer l'acide, et que le borax était un composé de soude et d'acide borique.

Ce n'est que depuis 1776 qu'on s'est assuré que cet acide existait à l'état libre dans la nature. On en doit la découverte à MM. *Hoëfer* et *Mascagni*. Ces naturalistes

l'ont trouvé en dissolution dans les eaux de plusieurs *lagoni*, ou petits lacs de Toscane, il est même mélangé à l'état concret avec les terres qui entourent ces *lagoni*, il s'y présente sous la forme de stalactites douces et savonneuses au toucher, et d'un blanc assez pur, tacheté de jaune-isabelle. Les *lagoni* qui contiennent le plus de cet acide, sont ceux de Cherchiajo; on en trouve 3 onces par 120 livres d'eau, de Monte Cerboli, de Castel-Nuovo, et en général tous ceux d'où le gaz se dégage abondamment et avec une espèce de sifflement; M. *Mascagni* a également trouvé l'acide borique sur les bords de la source chaude de Sasso, près de Sienne; et c'est pour cette raison qu'on a donné le nom de *sassolin* à cet acide natif.

L'acide borique est accompagné dans ces eaux de différens borates, de sulfates d'alumine et d'ammoniaque, etc.

On le trouve combiné avec la magnésie et la chaux dans le quartz cubique de Lunébourg, pays d'Hanovre. Ce sel a été analysé par *Westrumb*. Il existe aussi avec la chaux dans le datholite, minéral trouvé près d'Arandal en Norwège, dont *Klaproth* a retiré 0,24 d'acide borique.

On retire ordinairement cet acide du borate sursaturé de soude, borax du commerce.

Pour extraire cet acide, on fait dissoudre une partie de borax dans trois parties d'eau bouillante, on filtre, et on y verse peu-à-peu de l'acide sulfurique concentré.

Quand on verse cet acide, il faut aller doucement, car il se produit un vif dégagement de calorique, qui, réduisant subitement l'eau en vapeurs, occasionne du bruit, petille et ferait explosion : il faut aussi avoir soin de mettre assez d'acide, jusqu'à ce que la liqueur acquière une légère acidité.

L'acide sulfurique s'empare de la soude, et l'acide borique se précipite par refroidissement, en petites paillettes très-blanches.

Si l'on veut obtenir cet acide par sublimation, on met dans une cornue, ou une cucurbite de verre, recouverte de son chapiteau, une partie de borax en poudre avec moitié en poids d'acide sulfurique concentré, et l'on chauffe ce mélange jusqu'à le faire fondre; à la faveur de l'eau contenue dans le sel, une partie de cet acide, séparée du borax par l'acide sulfurique, s'élève en vapeurs, qui se condensent et se déposent, en se refroidissant, dans la partie supérieure de l'appareil, sous la forme de petites lames argentines très-brillantes,

On le lave à l'eau distillée froide, afin d'enlever du sulfate de soude qui pourrait y être mêlé.

Cet acide est concret, sous forme de paillettes blanches brillantes, nacrées, douces au toucher, extrêmement légères, ductiles sous la dent, rougit faiblement les couleurs végétales, n'a pas d'odeur, et n'est point altéré par la lumière.

Il se boursouffle au feu; c'est l'eau de cristallisation qui se dégage : dans cet état, on le nomme *acide borique calciné.*

Poussé au feu, il se fond, et fait un verre blanc solide, pourvu qu'il ait été fait dans un creuset d'argile blanche; car, si le creuset était coloré, le verre le serait aussi. Ce verre s'effleurit à l'air.

Ce verre sert à la composition des pierres précieuses fausses.

Si l'on fait dissoudre ce verre dans l'eau, après l'avoir réduit en poudre, il se cristallise en paillettes.

Ce verre est d'une grande fixité, il ne s'en volatilise pas; mais il altère le creuset, ce qui prouve qu'il est en fusion; il faut aussi qu'il soit bien sec.

L'acide borique n'éprouve aucune altération à l'air; les paillettes y demeurent brillantes et nacrées. Il en est de même avec le gaz oxigène, le gaz azote et les corps combustibles. Cet acide est soluble dans l'eau; il faut environ 30 parties d'eau à 10 deg. sur une d'acide. Dans l'eau bouillante, il n'en faut que trois ou quatre, et c'est ce moyen que l'on emploie pour le faire cristalliser.

Si on le distille avec l'eau, il se volatilise; mais il faut qu'il ait la consistance d'une bouillie; car, noyé dans une dissolution aqueuse, il ne s'en volatiliserait rien.

Il paraît que la sublimation ne peut avoir lieu que lorsque la chaleur passe 80 degrés, ce qui ne peut arriver que pour un corps presque solide, et non pour un liquide aqueux ou peu saturé.

Cette expérience prouve que des corps fixes, lorsqu'ils sont purs, deviennent volatils, s'ils sont unis à des matières qui jouissent de cette propriété à un certain degré, et que, dans ce cas-ci, l'eau paraît exercer sur l'acide borique une forte attraction.

L'acide borique est soluble dans l'alcool; sa combustion donne une flamme d'un beau vert.

L'acide borique peut servir, comme le borax, dans les arts de l'orfèvre et du joaillier, pour aider la fusion, entretenir le ramollissement, et recouvrir les surfaces des petites pièces d'or et d'argent que l'on soude, mais en général, on préfère le borax.

En minéralogie, on s'en sert pour favoriser la fusion des fragmens de pierres au chalumeau.

M *Davy* s'en sert avec avantage pour déterminer les parties constituantes des pierres qui ont un alcali fixe dans leur composition.

Fabroni avait regardé l'acide borique comme une modification de l'acide muriatique. *Von-Crell* a prétendu l'avoir décomposé en carbone par un courant d'acide muriatique oxigéné. A cet effet, il fit passer ce gaz à travers l'acide borique qui se noircit, et dont il a retiré du charbon.

Nous avons répété cette expérience en employant de l'acide borique très-pur, et nous ne pûmes obtenir les mêmes résultats. Il paraît que l'acide borique retient souvent une matiere grasse huileuse qui peut-être se carbonise par l'acide muriatique oxigéné; il est donc possible que ce soit cette substance qui ait donné le charbon annoncé par M. *Von-Crell.*

En électrisant de l'acide humide, *Davy* a remarqué une substance noire, combustible.

MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* ont également observé ce phénomène; ils ont réussi à opérer la décomposition de l'acide borique.

A cet effet, on introduit parties égales d'acide borique vitrifié et de potassium, dans un tuyau de cuivre terminé par un tube recourbé, qui plonge dans le mercure. A froid, il n'y a aucune action, mais elle devient très-vive à une température de 150 degrés centigrad.: le mélange rougit promptement, et il se dégage une très-petite quantité de gaz hydrogène. Après le refroidissement, on trouve dans le tuyau une masse noire alcaline. On dissout la potasse et le borate de potasse par l'eau; il reste sur le filtre une poudre fine d'un gris verdâtre, qui, étant bien lavée, présente le radical de l'acide borique. Cette substance

insoluble dans l'eau, n'a ni odeur, ni saveur; elle n'altère pas les couleurs bleues végétales, est infusible au feu, et ne se volatilise pas.

Lorsqu'on la chauffe sous une cloche remplie de gaz oxigène, elle brûle rapidement sans flamme, et le mercure monte dans la cloche, sans qu'il se forme d'autre gaz.

La masse noire qui reste après la combustion se dissout en partie dans l'eau et la rend acide.

Après avoir lavé pour enlever la couche d'acide borique qui l'empêche de brûler, et desséché la masse, on obtient par des combustions répétées, de l'acide borique.

L'acide nitrique convertit ce radical en acide borique; il détonne avec le nitre et le muriate suroxigéné de potasse, et forme de l'acide borique.

MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* ont donné au radical de cet acide, le nom de *bore*, et à l'acide, celui de *borique*.

§. XVII.

Gaz acide fluo-borique.

MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* ont décomposé le fluate de chaux par l'acide borique récemment fondu; ils ont formé un nouveau composé d'acide fluorique et d'acide borique, qu'ils ont appelé *fluo-borique*.

Procédé. On prend un tube de verre, ou une portion de canon de fusil, long de sept décimètres; on le ferme à l'une de ses extrémités; on le couvre d'une couche d'un bon lut qu'on fait sécher peu-à-peu; on y introduit un mélange de 60 grammes de fluate de chaux très-pur et de

30 grammes d'acide borique pur et vitrifié; ensuite on le place dans un fourneau à réverbère, sous un angle d'environ 70 degrés, de manière qu'il en sorte latéralement, et on y adapte un tube de verre qui s'engage à volonté, sous des flacons pleins de mercure. L'appareil étant ainsi disposé, on chauffe peu-à-peu le tube de fer. Tant qu'il n'est point porté au rouge, il n'en sort que de l'air; mais aussitôt qu'il commence à rougir, il s'en dégage tout-à-coup des vapeurs épaisses : c'est le gaz fluo-borique qui passe; on l'essaie dans une petite éprouvette : aussitôt qu'il s'absorbe entièrement dans l'eau, il est pur et on le recueille.

Propriété. Ce gaz est sans couleur, son odeur est piquante, et ressemble à celle de l'acide fluorique silicé; il éteint subitement les corps en combustion, et rougit, avec beaucoup d'énergie, les couleurs bleues végétales. Lorsqu'on le met en contact avec l'air contenant de l'eau hygrométrique, il en résulte des vapeurs aussi épaisses que celles que forment ensemble le gaz acide muriatique et le gaz ammoniaque; si l'air était sec, il ne s'en produirait aucune; plus il est humide, plus il s'en produit.

Le gaz fluo-borique n'a aucune espèce d'action sur le verre; il en a au contraire une très-grande sur les matières végétales et animales; il les attaque avec autant de force que l'acide sulfurique concentré, et paraît agir sur ces matières, comme cet acide, en déterminant une formation d'eau, car il les charbonne : aussi transforme-t-il facilement l'alcool en un véritable éther, et noircit-il sur-le-champ le papier le plus sec, en répandant des vapeurs dues à l'eau qui se forme et par laquelle il est absorbé : cependant on peut le toucher sans se brûler.

Le gaz acide fluo-borique est au moins aussi soluble

dans l'eau, que le gaz acide muriatique ; on peut en juger jusqu'à un certain point, par la rapidité avec laquelle il s'y dissout. Si, après avoir rempli un flacon de gaz acide fluoborique, on le plonge dans une terrine pleine d'eau, en le bouchant avec le doigt, à peine l'a-t-on débouché, que l'eau s'élance jusqu'au haut du flacon avec tant de force, qu'elle le brise quelquefois.

Pour que l'absorption du gaz soit aussi instantanée, il faut nécessairement qu'il soit pur ; car s'il contenait seulement trois à quatre centièmes d'un gaz insoluble, bientôt ce gaz s'accumulerait à la surface de l'eau et formerait une couche qui s'opposerait singulièrement à la rapidité de l'absorption.

On parvient à saturer l'eau de gaz fluo-borique en en faisant passer une certaine quantité sous une éprouvette pleine de mercure, et en y faisant arriver directement ce gaz du canon de fusil, jusqu'à ce qu'elle refuse d'en dissoudre. Ce n'est qu'avec beaucoup de tems, qu'on sature l'eau de ce gaz ; et, quand bien même il n'y en aurait que quelques grammes à saturer, on est obligé, pour y parvenir, de renouveler plusieurs fois la matière dans le canon.

En absorbant le gaz fluo-borique, l'eau s'échauffe considérablement et augmente beaucoup de volume. Quand elle est saturée, elle est limpide, très-fumante et des plus caustiques ; on en retire, par la chaleur, environ la cinquantième partie de ce qu'elle en contient ; et, quelque chose que l'on fasse ensuite, il est impossible d'en retirer davantage : alors elle ressemble à de l'acide sulfurique concentré ; elle en a la causticité et l'aspect. Comme lui, elle n'entre en ébullition qu'à une température bien supérieure à celle de l'eau bouillante, et se condense toute entière

en stries, quoiqu'elle contienne encore une très-grande quantité de gaz.

L'acide fluo-borique se combine très-bien avec les diverses bases salifiables.

L'action du potassium et du sodium, à une haute température, est très-remarquable. MM. *Thenard* et *Gay-Lussac* ont obtenu, avec le potassium, dans le gaz fluo-borique, un produit solide, de couleur chocolat, et sans aspect métallique; il a peu de saveur; il se fond au rouge cerise. A une température élevée, il décompose l'air; à la température de 15 à 20 degrés, il ne le décompose pas; mis en contact avec l'eau froide, il en résulte à peine quelques petites bulles d'hydrogène. Il en est de même avec l'eau bouillante; et, dans les deux cas, il se dissout en très-grande partie.

Ces chimistes pensent que c'est principalement en décomposant l'acide borique du gaz fluo-borique, que le potassium devient potasse, et qu'à mesure que cet acide est décomposé, l'acide fluorique se trouve absorbé.

Le sodium agit sur le gaz fluo-borique absolument comme le potassium, et donne lieu aux mêmes phénomènes et aux mêmes résultats; seulement la combustion est un peu plus vive et l'absorption du gaz plus considérable; mais il ne se forme absolument, comme avec le potassium, qu'un produit solide sans aspect métallique, de couleur chocolat, peu sapide, faisant à peine effervescence avec l'eau, s'y dissolvant en grande partie, et donnant un résidu brun, susceptible de se convertir presque tout entier en acide borique. (*Recherches Physico-Chimiques.*)

CHAPITRE VII.

IIIe. Classe. — *Bases salifiables : on les distingue en* Terres, Terres alcalines *et* Alcalis.

§. Ier.

Substances terreuses.

On entend par bases salifiables, des substances qui sont pour la plupart des corps brûlés, comme les acides, et qui ont la propriété de s'unir aux acides sans les décomposer. Elles perdent par cette union leurs propriétés caractéristiques, ainsi que ces acides perdent les leurs, ce qui constitue des sels.

Toutes les bases salifiables, excepté les trois alcalis, sont des corps simples. Personne n'est encore parvenu à les décomposer, et à en composer de toute pièce (1).

(1) M. *Davy* a essayé de décomposer les substances terreuses. Il fit un amalgame de potassium avec environ un tiers de mercure, qu'il mit en contact avec de la silice légèrement humectée, et il électrisa négativement sous la naphte, avec une pile de 500 plaques, pendant une heure. Le tout fut jeté dans l'eau : l'alcali formé fut neutralisé par de l'acide acétique : il se précipita une matière blanche qui avait toutes les apparences

Parmi les terres connues, il en est plusieurs qui se rapprochent des matières alcalines. Je désigne ces dernières par le nom de *terres alcalines ;* elles se rapprochent en effet des alcalis par beaucoup de propriétés, mais elles en diffèrent aussi par d'autres.

Il y aura donc trois classes de bases salifiables.

Première. Les terres, proprement dites ; elles sont au nombre de cinq. La silice, l'alumine, la zircone, la glucine et l'yttria.

Seconde. Terres alcalines, quatre espèces. La magnésie, la chaux, la strontiane et la barite.

Troisième. Les alcalis, proprement dits, tels que la potasse, la soude et l'ammoniaque.

§. II.

Des Terres.

La nature nous présente les terres toutes formées.

On ne connaît pas aujourd'hui de terre élémentaire, et au lieu d'une, on a trouvé plusieurs substances terreuses, qui auraient toutes autant de droit pour être nommées des élémens, puisque chacune entre dans la composition de beaucoup de corps.

Parmi les terres, il y en a deux qui sont connues depuis une époque immémoriale, et qui font une très-grande partie du globe terrestre, ce sont la silice et l'alumine; les

---

de la silice, mais qui était en trop petite quantité pour qu'on pût la soumettre à un examen rigoureux.

L'auteur regarde cette terre comme un oxide métallique.

trois autres, la zircone, la glucine et l'yttria sont très-peu répandues, et leur découverte n'est due qu'aux analyses de pierres faites par les chimistes modernes.

Caractères génériques. Les terres sont blanches quand elles sont pures, arides sans aucune saveur, infusibles et inaltérables au feu; elle ne s'allient pas en général aux métaux, elles sont insolubles dans l'eau et dans l'alcool, elles forment presque toutes des combinaisons salines avec les acides. Leur pesanteur spécifique ne s'élève guère au-delà de 2,7 fois celle de l'eau.

§. III.

Silice.

Cette terre ne se rencontre jamais pure · beaucoup de pierres la contiennent en grande quantité, tels sont le cristal de roche, le quartz, la calcédoine, l'agathe, le jaspe, la pierre agathine, le pechstein, le silex, le schiste siliceux, les gemmes siliceuses, le lazuli, le feld-spath, le jade, le schorl, le talc stéatite; assemblage sans ciment, le granite, le porphire, la roche cornée, les breches siliceuses, les grès, les argiles siliceuses, les corps organiques silicifiés, etc.

Glauber a connu cette terre, il en a décrit le procédé d'extraction; *Bergmann* en a examiné les propriétés.

Pour obtenir la silice, on réduit en poudre des cristaux transparens de quartz; on les met dans un creuset, avec quatre parties de potasse, et l'on pousse au feu jusqu'à fondre la matière. On la dissout ensuite dans l'eau distillée, on y ajoute de l'acide sulfurique, qui s'empare de

la potasse, et la silice se précipite : on la lave avec de l'eau jusqu'à ce que l'eau de lavage soit insipide; alors on la fait sécher.

Il est nécessaire de mettre un léger excès d'acide, afin de séparer toutes les terres étrangères.

Quand on sépare la silice par l'acide sulfurique, on observe que la liqueur devient tout-à-coup solide, par rapport à l'absorption de l'eau de cristallisation nécessaire au nouveau sel qui vient de se former.

Il se passe encore un autre phénomène, dont voici le résultat : si, dans ce mélange de sel et de silice, l'on verse un excès assez considérable d'acide sulfurique ou tout autre, la silice s'y dissout; et quelque quantité de cet acide qu'on y ajoute, on n'obtient plus de précipité. On peut faire reparaître le précipité en saturant par la potasse l'excès d'acide.

On obtient encore la silice en prenant du sable bien pulvérisé, que l'on mêle avec trois ou quatre parties de potasse rendue caustique par la chaux; on met le tout dans un creuset, et on fait chauffer doucement d'abord, et fortement ensuite, pendant une demi-heure, dans un fourneau de réverbère; la matière se fond, on obtient un verre déliquescent, soluble dans très-peu d'eau; on filtre pour séparer les corps étrangers; on verse dans cette dissolution de l'acide muriatique qui précipite la silice; on filtre ensuite et l'on fait sécher.

Si l'on étend d'eau la liqueur avant d'ajouter l'acide, on n'obtient pas de précipité, la silice étant très-divisée reste en suspension; mais si l'on fait chauffer doucement, la silice se précipite sous forme de gelée.

Il y a encore un autre moyen de se procurer de la silice;

c'est celle que l'on sépare de l'acide fluorique; mais cette terre retient toujours un peu d'acide. (Voyez *acide fluorique.*)

La silice pure est blanche, a une rudesse et une aspérité singulières au toucher, craque sous la dent, raie le verre. Elle est dépourvue de gluant, et ses molécules, délayées dans de l'eau, se précipitent avec une facilité extrême. Elle n'a ni saveur ni odeur; elle est toujours transparente jusque dans ses dernières molécules. Sa pesanteur spécifique est de 2,6 à 2,7. Seule, elle est infusible au feu; *Vauquelin* pense que cette terre est volatile à un très-haut degré de chaleur. La silice se fond à l'aide du borax et des alcalis. Au chalumeau, elle ne se fond pas, elle éclate au feu, ce qui indique la présence de l'eau; ce phénomène a lieu quand elle est cristallisée. Point altérable à l'air. La silice est insoluble dans l'eau par les moyens chimiques. Elle en absorbe une partie, la refrange, et prend une forme régulière : tel est le cristal de roche. La nature la dissout, les eaux du Geyser, en Islande, dont la température est plus élevée que celle de l'eau bouillante, en sont une preuve. *Black* a prétendu que ces eaux contenaient un peu de soude caustique, d'où il a conclu la présence de la silice dans l'eau de ces sources. La silice s'unit aux acides phosphorique, boracique et fluorique; elle forme par la fusion, un verre coloré avec les deux premiers acides. L'acide muriatique a la propriété de tenir en suspension la silice, mais elle se précipite sitôt que l'acide est en contact avec le calorique. Aucune action de la part des autres acides. La silice pure, réduite en poudre bien fine, verdit le sirop violat.

La silice fait la partie principale des pierres composant

le globe terrestre. Elle entre dans la composition des mortiers, du verre; elle constitue le grès, etc.

§. IV.

Alumine.

On a confondu pendant long-tems cette terre, soit avec la chaux, soit avec la silice. *Geoffroy*, *Crell*, *Gellert*, *Hellot* ont reconnu que la terre qui fait le caractère de l'argile, était la même que celle que l'on trouve dans l'alun. *Margraff* a mieux établi la différence qui existait entre elle et la chaux, ensuite *Macquer*, *Bergmann* et *Schèele*, et plusieurs autres, ont contribué par leurs travaux à la connaissance exacte de cette substance.

L'alumine a été ainsi appelée, parce qu'elle fait la base de l'alun.

Quelques auteurs l'ont aussi appelée argile; on ne la rencontre jamais pure dans la nature.

Elle est contenue en grande quantité dans les différentes espèces de terres, qu'on appelle glaises, argiles, marnes, bolaires; dans le spath adamantin, schistes, gemmes orientales, gemmes non orientales, gemmes électriques par chaleur, sulfate d'alumine, roches mêlées alumineuses.

Pour avoir de l'alumine pure, on fait dissoudre dans de l'eau de l'alun du commerce, ou sulfate acide d'alumine et de potasse, on filtre et on y verse une solution de potasse, et préférablement de l'ammoniaque liquide.

On ajoute une grande quantité d'eau froide que l'on décante chaque fois que la liqueur s'est éclaircie; on

chauffe un peu, parce que l'ammoniaque n'a pas la propriété, comme les autres alcalis, de redissoudre l'alumine, si l'on en a mis en excès. Il se forme un précipité blanc très-abondant.

On filtre ensuite la liqueur, et il reste sur le filtre une masse blanche sur laquelle on passe plusieurs fois de l'eau bouillante jusqu'à ce qu'elle ne fasse plus de précipité avec le nitrate de barite; on lui enlève ainsi les matières salines qu'elle aurait pu retenir. On fait sécher et on calcine légèrement; car, si elle l'était trop, les acides n'auraient plus d'action sur elle.

Pour avoir l'alumine entièrement pure, il ne suffit pas de la précipiter de l'alun par l'ammoniaque, il faut reprendre le précipité par l'acide nitrique : il se forme du nitrate d'alumine qui est mêlé d'un peu de sulfate, tous deux solubles. On ajoute à la dissolution du nitrate de barite qui précipite tout l'acide sulfurique; on filtre et on verse dans la liqueur de l'ammoniaque qui précipite l'alumine; mais elle retient une portion d'acide nitrique que l'on enlève par le calorique; l'alumine est alors très-pure, mais souvent inattaquable par les acides.

L'alumine est blanche, opaque, douce au toucher, sans saveur, happant à la langue, répand une odeur particulière en soufflant dessus : sa pesanteur spécifique est moindre que celle de la silice, car elle ne passe pas au-delà de 2,2 à 2,3. L'alumine a une grande attraction pour la silice, ce qui peut expliquer jusqu'à un certain point la formation des pierres. Si l'on mêle ensemble une dissolution de potasse silicée et de potasse aluminée, toutes deux concentrées, au bout de quelque tems il se forme une gelée qui durcit considérablement.

Lavoisier a prouvé que l'alumine pure est susceptible de prendre une fusion pâteuse par un courant d'oxigène, alors elle coupe le verre comme les pierres précieuses, et se laisse difficilement entamer par la lime. Elle absorbé l'humidité contenue dans l'atmosphère, et un peu d'acide carbonique. L'alumine a la propriété de faire pâte avec l'eau; elle se laisse mouler avec facilité. Elle s'unit à la plupart des acides; elle est soluble dans la potasse. Elle prend une grande dureté par son mélange avec l'eau et la silice.

Il existe entre l'alumine et la silice une grande attraction. Si l'on mêle des dissolutions de potasse silicée et de potasse aluminée, il se forme sur-le-champ un anneau brun, qui, par l'agitation, se divise dans toute la liqueur: le mélange prend ensuite, au bout d'une heure, la consistance d'une gelée.

Chenevix a remarqué que l'alumine, par son union avec la silice, la rendait soluble dans l'acide muriatique.

L'alumine s'unit à plusieurs principes des végétaux. Avec les huiles on forme un lut, on la mêle aussi aux mucilages, à l'extractif, etc.; mêlée avec le camphre et distillée, on la décompose. (*Voyez* ces articles.)

Elle est employée dans une foule d'arts; elle forme la base des poteries, depuis la brique jusqu'à la porcelaine. Elle sert aussi à la fabrication d'une foule d'ustensiles susceptibles de supporter un grand feu. Les teinturiers, les foulons, les imprimeurs d'étoffes, etc. la réclament aussi.

Elle est susceptible d'améliorer et de fortifier les terres arides et sabloneuses; on l'emploie à arrêter les eaux en s'opposant à la filtration à travers les terres légères et trop poreuses; on s'en sert aussi pour décomposer certains sels; on en fait des luts pour les fourneaux; battue avec l'huile de lin oxigénée, on la convertit en *lut gras*.

§. V.

Zircone.

Klaproth a découvert cette terre dans le zircon ou jargon de Ceylan, dans lequel elle est intimement unie à la silice. M. *Guyton-Morveau* l'a ensuite trouvée dans l'hyacinthe de France. Cette terre est celle qui se rapproche le plus de la silice, par ses propriétés extérieures.

Pour l'extraire, on prend des hyacinthes de Ceylan bien pulvérisées; on les mêle avec six parties de potasse caustique; on projette le mélange dans un creuset rougi, cuillerée par cuillerée, ayant soin de n'ajouter de nouvelles quantités de mélange que lorsque les premières sont fondues : quand tout est en fusion, on donne un bon coup de feu, qu'on soutient au même degré pendant une heure et demie, et plus, suivant la quantité des matières; après, on laisse refroidir le creuset, on le brise, on réduit la matière en poudre, et on la fait bouillir avec deux parties d'eau; on ajoute de l'acide muriatique en excès, qui opère la dissolution à l'aide du calorique. On fait ensuite évaporer à une chaleur modérée, ayant soin de remuer toujours la matière sur la fin de l'opération pour faciliter l'évaporation de l'acide muriatique. Alors, on verse sur le résidu une quantité d'eau suffisante, pour dissoudre les parties salines non décomposées. On filtre et on lave le résidu; par ce moyen, la silice reste seule. La liqueur restante, contenant le muriate de zircone et un peu de fer est mise en évaporation; lorsque la matière est à siccité on redissout

par l'eau, on précipite par la potasse, on lave le précipité, et on le pousse au rouge dans un creuset. On ajoute ensuite de l'acide muriatique que l'on fait digérer, pour enlever l'oxide de fer, et la terre reste pure. On la lave avec soin et on la calcine de nouveau.

Cette terre calcinée a une couleur blanche, très-pesante, rude au toucher comme la silice, point de saveur, ni de dissolubilité dans l'eau, mais formant une espèce de gelée avec elle.

Sa pesanteur spécifique va jusqu'à 4300, l'eau étant 1000.

Seule, elle ne se fond pas au chalumeau.

Avec le borax, elle se fond, et donne un verre transparent, sans couleur.

Séparée de ses dissolutions par les alcalis caustiques, elle retient, en se desséchant à l'air, une grande quantité d'eau qui lui donne la transparence et l'aspect de la gomme arabique, légèrement jaune, dont elle présente même la cassure vitreuse, cette quantité d'eau augmente son poids d'environ un quart.

Poussée à un feu violent, la zircone se fond en partie; elle prend une couleur légèrement grise, et une dureté telle, qu'elle fait feu au briquet, et qu'elle raie le verre le plus dur.

Elle s'unit aux acides et forme des sels, dont les uns sont insolubles, et les autres très-solubles.

On ne connaît point l'action de cette terre sur la silice, et sur l'alumine, cependant M. *Fourcroy* annonce qu'un mélange de ces trois terres est plus susceptible de se ramollir au chalumeau, qu'elles ne le font deux à deux. Elle n'est point soluble dans les alcalis caustiques.

La zircone, qui a le plus d'analogie avec la silice, en diffère cependant : 1°. par sa pesanteur spécifique qui est beaucoup plus grande ; 2°. par sa demi-fusibilité, au milieu des charbons ; 3°. par sa dissolubilité dans les acides et formant des sels avec eux ; 4°. enfin, par sa non dissolubilité dans les alcalis caustiques.

§. VI.

Glucine

C'est à *Vauquelin* que l'on doit la découverte de cette terre ; il l'a trouvée dans l'aigue marine, ou béril, et dans l'émeraude. On la trouve maintenant dans le béril commun du département de la Haute-Vienne, dans l'euclase, etc. Pour l'obtenir, on prend du béril que l'on réduit en poudre ; on fond 300 parties de cette poudre avec 300 parties de potasse caustique dans un creuset, et l'on dissout la masse résultante dans l'acide muriatique.

On fait évaporer la dissolution jusqu'à siccité, en ayant soin de remuer la matière sur la fin de l'opération ; on délaie ensuite le résidu dans une grande quantité d'eau, et on filtre : la silice est séparée et obtenue à part, à l'aide de ce premier moyen. On précipite la liqueur filtrée, qui contient les muriates d'alumine et de glucine, par le carbonate de potasse. On lave bien le précipité, et on le dissout dans l'acide sulfurique ; on mele à la dissolution une certaine quantité de sulfate de potasse, et on la fait évaporer pour obtenir l'alun cristallisé. Lorsque, par une nouvelle addition de sulfate de potasse, et par une nouvelle évaporation, la liqueur ne donne plus d'alun, on y

verse une dissolution de carbonate d'ammoniaque en excès, et on l'agite beaucoup; la glucine, après s'être déposée, se dissout à l'aide de ce sel excédant, et le peu d'alumine qui pouvait y être mêlée reste précipité, sans se dissoudre. Après quelques heures, lorsqu'on aperçoit que, par une nouvelle addition de carbonate d'ammoniaque, ainsi que par l'agitation, le précipité alumineux ne diminue plus de volume, on filtre la liqueur; on la fait bouillir dans un matras de verre ou dans une capsule de porcelaine: à mesure qu'elle s'évapore, il se précipite une poussière blanche, grenue, qui est du carbonate de glucine, dont on sépare facilement l'acide carbonique en la faisant rougir légèrement dans un creuset: on obtient ainsi de la glucine pure. On obtient environ 16 pour 100 du béril employé.

Le nom de glucine a été adopté par les auteurs de la *Nomenclature méthodique* et des *Annales de Chimie*, pour désigner, d'après son étymologie grecque de γλυκυς, doux, la propriété de faire des sels sucrés avec les acides.

Cette terre est blanche, insipide, insoluble, happant à la langue, douce au toucher, phosphorescente comme la magnésie. Au feu, elle est infusible. Elle est soluble dans les alcalis fixes, et insoluble dans l'ammoniaque. Elle est soluble dans le carbonate d'ammoniaque avec lequel elle forme un sel triple. Soluble dans presque tous les acides, et difficilement dans les acides carbonique et phosphorique, formant avec eux des sels sucrés, et légèrement astringens. Très-soluble dans l'acide sulfurique en excès. Fusible dans le borax, et formant avec lui un verre transparent, sans couleur.

Absorbant $\frac{1}{4}$ de son poids d'acide carbonique; décomposant les sels alumineux, non précipitée par les hydrosulfures bien saturés.

Pour combattre le préjugé, toujours défavorable aux nouveautés, qui voulait que cette terre ne fût qu'une modification d'une de celles qu'on connaissait déja, on peut démontrer qu'elle ne ressemble à aucune d'elles.

Elle diffère de la silice, qui ne forme pas sels avec l'acide sulfurique : la sensation, au toucher, est bien différente de l'alumine avec l'acide sulfurique, elle donne des sels cristallisables, sans addition de potasse : de la chaux, de la barite, de la strontiane et de la magnésie, par la saveur âcre de ses subtances, qui ne lui appartient pas; enfin, elle est complettement précipité de ses dissolutions dans l'acide muriatique par l'ammoniaque.

On ignore encore à quel usage cette terre pourra servir dans les arts. Si on la découvre, dit M. *Vauquelin*, plus aboudamment par la suite, dans des combinaisons d'où il soit facile de la séparer, elle trouvera beaucoup d'applications utiles, soit dans les arts, soit en chimie, soit enfin pour la médecine.

Déja il a reconnu qu'elle a pour les substances végétales et animales une affinité assez marquée, de manière qu'il est très-probable qu'elle pourra servir, comme l'alumine, de mordant pour la teinture. La saveur sucrée et légèrement astringente de ses combinaisons salines, ne permet guère de douter qu'elle ne jouisse de quelque propriété salutaire pour l'économie animale; et dans ce cas, ce serait peut-être un médicament agréable par sa saveur.

§. VII.

Yttria.

Cette terre a été découverte en 1794 par Gadolin; elle fut ensuite confirmée par l'analyse que M. *Ekeberg* a faite de cette même subsance, à laquelle il a donné le nom de *gadolinite*, qui rappelle l'auteur de la découverte; et quant à la nouvelle terre, il l'a appelée *Yttria*, nom dérivé de celui du pays où a été trouvé le minéral qui la renferme. On a trouvé depuis dans le même lieu un minéral composé de fer, de manganèse, d'yttria et de tantale; on l'a appelé yttro-tantale.

Geyer est le premier qui ait parlé de la gadolinite dans les Annales de *Creille*, 1788. Ce fossile fut découvert par le capitaine *Arrhenius*, dans un feldspath blanc, dans les carrières d'Yterby. Cette substance a une couleur d'un noir assez foncé; la cassure est imparfaitement conchoïde; elle est éclatante, et son éclat est vitreux. Sa pesanteur spécifique, trouvée par M. *Haüy*, est de 4,0497, plus forte que celle de cette lave, environ dans le rapport de 5 à 3; mais elle est moindre que celle de l'urane sulfuré noir, dit *pechblende*, dans le rapport de 2 à 3. D'après *Klaproth*, sa pesanteur est de 4,237. La gadolinite, suivant les observations de M. *Lelièvre*, exposée au feu du chalumeau, décrépite et lance des particules qui paraissent enflammées; mais si l'on a pris la précaution de la faire rougir dans la flamme de la bougie, elle ne décrépite pas; elle devient d'un rouge terne mêlé de blanc, se fendille et ne se fond point, à moins que le fragment ne soit très-petit, enfin, la gadolinite a une action très-sen-

sur le barreau aimanté; mais M. *Haüy* ne lui a point reconnu de pôles.

M. *Ekeberg* avait retiré de la gadolinite 47, 50 d'yttria, 25 de silice, 18 de fer, 4,50 d'alumine, perte 5; M. *Klaproth*, par ses analyses, a trouvé la gadolinite composée de silice 21, 25, oxide de fer 17, yttria 59,75, et alumine 0,50 M. *Vauquelin* a répété cette analyse. Il a trouvé ce fossile composé d'yttria 35, silice 25, oxide noir de fer 25, alumine 00, eau 10,50, oxide de manganèse 2, chaux 2. Voici le procédé qu'il a suivi pour obtenir cette terre.

On fait bouillir la pierre porphirisée ave de l'acide nitrique, qui la réduit en gelée de couleur grise; évaporée à siccité et lavée, la silice reste en poussière blanche: La liqueur contient les nitrates de fer, de chaux, de manganèse et d'yttria; par l'évaporation, l'oxide de fer s'en sépare en grande partie. On fait redissoudre la masse, et on précipite par l'ammoniaque qui en sépare la terre et un peu de manganèse. En redissolvant ces deux substances par l'acide nitrique, on en sépare le manganèse par l'hydro-sulfure de potasse qui se précipite, et l'on décompose ensuite par l'ammoniaque le nitrate d'yttria.

La terre ainsi extraite, lavée et séchée est blanche et fine, elle n'a ni saveur ni odeur; elle est infusible. Le borax la dissout, et en forme un verre blanc lorsqu'on n'en a pas mis un excès. Elle n'est pas soluble dans les alcalis fixes caustiques : ce qui la distingue de l'alumine et de la glucine, qui s'y combinent très-facilement et en grande quantité. Elle est solube dans le carbonate d'ammoniaque, mais cinq à six fois moins que la glucine. Elle

se combine rapidement et avec chaleur à l'acide sulfurique, et il se précipite tout-à-coup un sel en grains brillans, peu dissolubles dans l'eau.

Le sulfate d'yttria a d'abord une saveur astringente, il est ensuite doux comme un sel de plomb. Cette propriété, quoiqu'analogue à celle de la glucine, en diffère assez pour ne pas le confondre.

Sa combinaison avec l'acide nitrique a une saveur plus marquée; ce sel est très-déliquescent, il cristallise difficilement; au lieu de se sécher au feu, il se fond ou se ramollit comme du miel; il devient solide et cassant comme une pierre par le dessèchement; l'acide sulfurique précipite des cristaux de sa dissolution.

Le muriate de cette terre a des propriétés fort analogues à celles du nitrate; il se dessèche difficilement; il est fusible à une douce chaleur, et très-déliquescent.

L'ammoniaque précipite l'yttria de ses trois combinaisons. L'acide oxalique, et conséquemment l'oxalate d'ammoniaque, forment un précipité lourd et épais comme du muriate d'argent: ce dernier phénomène la distingue beaucoup de la glucine, qui forme avec l'acide oxalique un sel très-soluble.

Il en est de même de la précipitation de l'yttria par le prussiate de potasse, qui ne précipite pas les sels de glucine: il paraît qu'elle a plus d'attraction que cette dernière, au moins avec quelques acides.

L'acide phosphorique ne la précipite pas des autres acides; mais le phosphate de soude la sépare sous la forme de flocons blancs gélatineux.

En général, M. *Vauquelin* a reconnu que cette terre avait plus d'affinité avec quelques acides, que la glucine.

CHAPITRE VIII.

Terres alcalines.

La deuxième classe, comme nous l'avons énoncé, comprend les terres alcalines.

Ces substances diffèrent plus particulièrement de celles de la première classe ou des terres proprement dites, en ce qu'elles sont plus ou moins solubles dans l'eau, et qu'elles verdissent la couleur bleue des violettes et celle des fleurs de mauve.

Ces deux propriétés sont faibles dans les premières, mais les dernières en jouissent à un degré imminent.

Les terres alcalines sont au nombre de quatre : magnésie, chaux, strontiane et barite (1).

(1) Les expériences de MM. *Gay-Lussac* et *Thenard*, relatives à l'action du *potassium* sur les terres alcalines, ont présenté les résultats suivans :

	Hydrogène dégagé.	*Produit solide.*
Barite.......	Quantité bien au-dessous de celle qu'aurait donnée avec l'eau le *potassium* empl.	Brun noir faisant longtems effervescence avec l'eau.
Strontiane.....	*Id.*	*Id.*
Chaux.......	*Id.*	*Id.*
Magnésie......	*Id.*	*Id.*

(*Recherches physico-chimiques*).

§. Ier.

Magnésie.

Cette substance n'a été mise en usage que dans le dernier siècle; on croit que ce fut d'abord à Rome, où elle fut connue sous le nom de *poudre du comte de Palma*, et où elle fut trouvée par un clerc régulier, mineur, qui demeurait dans cette ville, et que quelques-uns disent Hollandais, d'autres Anglais. Ce moine faisait un grand secret de cette poudre, et, suivant l'usage ordinaire, la vantait comme une panacée: elle ne tarda pas à être employée en Allemagne. Sa préparation y fut connue bientôt après, et même décrite par *Frédéric Hofmann*; et en 1707, par *Bernard Valentini*, professeur en médecine, à Giessen, ville du grand-duché de Hesse; il la nomma *pul-*

M. *Davy* a annoncé avoir décomposé les terres alcalines. Il a fait passer le potassium à travers la chaux la magnésie, etc., et a introduit du mercure; il a obtenu des amalgames solides composés de potassium, du métal de la terre employée et de mercure.

Berzelius a admis le sentiment de M. *Davy*.

Ces chimistes pensent que les terres et les terres alcalines sont des oxides de neuf substances métalliques particulières.

1. Le silicium.
2. l'aluminium.
3. l'yttrium.
4. le zirconium.
5. le glacinium.
6. le magnésium.
7. le calcium.
8. le strontium.
9. le barytium.

vis laxativus polychrestus. En 1709, *Slevogt* décrivit le moyen de l'obtenir par précipitation: *Lancisi* parle aussi de la magnésie; mais c'est à *Black* que nous devons les premières connaissances exactes sur cette substance; ensuite *Margraff*, *Macquer*, *Bucquet*, *Bergmann* et *Butini* ont donné les caractères de cette terre, de manière qu'elle fut bientôt distinguée de toutes les autres.

La nature ne nous a pas encore offert la magnésie pure, absolument isolée et native.

On a trouvé en couches, même en filons, dans les collines qui bordent le bassin du Piémont, une terre blanche, qu'on avait prise pour une terre argileuse. On en rapporte de deux endroits différens; 1°. de Baudissera; elle contient, suivant M. *Giobert*, 0,68 de magnésie, 0,12 d'acide carbonique, 0,15 de silice, près de 0,02 de sulfate de chaux, et 0,03 d'eau; 2°. de Castellamonte, elle contient, suivant M. *Guyton-Morveau*, 0,26 de magnésie, 0,46 d'acide carbonique, 0,14 de silice, 0,12 d'eau. M. *Giobert* fait observer que cette magnésie ne contient pas d'acide carbonique en sortant de la carrière, mais qu'elle absorbe ce gaz peu-à-peu lorsqu'elle a le contact de l'air.

M. *Berard*, professeur de chimie à Montpellier, a aussi examiné une terre magnésienne, qu'il a trouvée à Salinelle, près Sommière, département du Gard. Cette magnésie contient, suivant M. *Vauquelin*, 0,22 de magnésie, 0,55 de silice et 0,23 d'eau.

On rencontre donc plus ordinairement la magnésie, ou combinée chimiquement aux différens acides, tels qu'à l'acide sulfurique, borique, etc., ou mêlée mécaniquement à des substances terreuses; tels sont le péridot, le pyroxène,

la malacolithe, la grammatite, les talcs, stéatites, serpentines, etc.

Comme la magnésie combinée à l'acide sulfurique existe abondamment dans la nature, c'est de ce sel qu'on l'extrait. Pour l'obtenir pure, on dissout dans l'eau distillée des cristaux de sulfate de magnésie. On verse dans la liqueur filtrée de la dissolution de carbonate de potasse, ou potasse carbonatée du commerce. La magnésie se précipite, et l'acide sulfurique se porte sur la potasse, et forme du sulfate de potasse qui reste dans la liqueur. L'acide carbonique du carbonate de potasse s'est porté en partie sur la magnésie et l'a précipitée à l'état de magnésie carbonatée qui n'est presque pas soluble dans l'eau, mais qui l'est dans un excès d'acide; c'est pourquoi, avant de séparer le précipité, il est nécessaire de chauffer la liqueur pour chasser tout l'acide carbonique libre. On filtre et on fait sécher.

On chauffe ensuite fortement cette magnésie dans un creuset, ou dans une cornue de terre lutée, pour chasser l'acide carbonique, on obtient alors de la magnésie pure.

Les Anglais l'obtiennent très-blanche et très-légère; il paraît qu'ils la préparent avec de la potasse pure, et qu'ils ajoutent une grande quantité d'eau; le précipité est alors de la magnésie non effervescente. On filtre, et on fait sécher très-lentement à l'ombre; l'air prenant la place de l'eau, rend la magnésie très-légère.

La magnésie pure est sous forme pulvérulente très-fine, très-blanche, ou en petits fragmens cassans; elle a la moindre densité de toutes les terres; cette légèreté seule peut la caractériser; elle n'a pas de saveur sensible; mais elle se dessèche, et laisse sur la langue une légère amertume.

Elle a de l'action sur l'estomac, puisqu'elle est purgative.

Elle verdit légèrement le sirop violat et les fleurs de mauve.

Au feu, la magnésie est infusible et absolument inaltérable.

Exposée à l'air, elle attire insensiblement l'acide carbonique et devient effervescente. Elle s'unit au soufre et au phosphore. (*Voyez* les articles *sulphure* et *phosphure*).

Elle exige près de deux mille parties d'eau pour se dissoudre.

Elle forme, avec la plupart des acides, des sels très-solubles, qui ont une saveur amère.

Elle n'est précipitée qu'en partie de ces dissolutions par l'ammoniaque, avec laquelle elle forme des sels triples.

M. *Guyton-Morveau* a fait différens essais pour combiner la magnésie avec d'autres terres; il a obtenu une espèce de vitrification.

En général, elle empêche la fusion des combinaisons dans lesquelles elle entre en quantité un peu considérable.

La magnésie n'a été employée jusqu'à présent que dans la médecine; elle agit de diverses manières, suivant qu'elle est ou crue, ou calcinée, ou combinée avec les acides.

On la regarde comme absorbante, et légèrement purgative. Délayée dans l'eau, avec un peu de sucre, elle peut être employée dans les cas d'empoisonnement par les acides minéraux. Elle entre dans la composition des verres opaques.

§. II.

De la Chaux.

On dit qu'il existe de la chaux native ; *Falconer* l'a trouvée près de Bath ; *Walerius* dit qu'on en retire sur les côtes de Maroc, du fond de la mer, avec de la soude. *Monnet* assure que les volcans de la haute Auvergne en ont vomi ; *Laumont* parle d'une fontaine, à Savonnières, près Tours, qui contient de la chaux pure. On peut croire que, dans tous ces cas, sa formation n'est due qu'à des feux souterrains qui ont calciné la pierre calcaire. La facilité qu'a la chaux de passer à l'état de carbonate, ne lui permet pas de rester longtems à l'état de chaux.

De toutes les terres, il n'y en a pas qui soit aussi généralement répandue. La chaux carbonatée compose peut-être à elle seule la huitième partie de la croûte extérieure du globe. Les autres espèces, quoique moins abondantes, forment aussi des masses immenses.

Outre qu'elle se trouve en plus ou moins grande quantité dans beaucoup de pierres, comme dans l'apophyllite, la koupholite, le dipyre, l'ydocrase, etc., elle est unie dans la nature, à presque tous les acides.

Elle existe aussi dissoute dans les eaux ; unie à l'acide phosphorique et incrustée dans une texture muqueuse et cellulaire, elle constitue la base des os.

Quoique la chaux, combinée avec l'acide carbonique, se rencontre presque par-tout dans le sein de la terre, il faut un procédé pour l'avoir pure.

A cet effet, on lave la craie dans l'eau distillée et bouillante; on la dissout ensuite dans l'acide acéteux distillé, et on la précipite par le carbonate d'ammoniaque; on lave le précipité, on le calcine, et le résidu forme de la chaux pure.

Un autre moyen de se procurer de la chaux, est de l'extraire des coquilles d'huîtres.

On prend de ces coquilles, on les lave dans plusieurs eaux, et on les fait bouillir ensuite, afin de leur enlever une partie mucilagineuse qu'elles retiennent toujours; l'eau dissout aussi quelques matières salines. On les met ensuite dans un fourneau, et on les calcine à blanc. Après cette première calcination, on peut les introduire dans une cornue de terre ou de porcelaine, et chauffer jusqu'au rouge : le résultat est une chaux très-pure. C'est ce qu'on nomme *chaux vive*.

On peut aussi obtenir la chaux pure du carbonate de chaux natif, pur et transparent, ou du marbre. A cet effet, on le pulvérise, on le met dans une cornue de grès ou de porcelaine, à laquelle on adapte un tube qui plonge sous une cloche pleine d'eau. A une haute température et long-tems continuée, l'acide carbonique ayant plus d'affinité pour le calorique que pour la chaux, se dégage, et il reste dans la cornue de la chaux qu'il faut renfermer dans des flacons de verre bien bouchés; elle peut se conserver ainsi des années sans être altérée.

Quand on prépare la chaux dans les arts, il arrive souvent qu'elle est brûlée : ce phénomène sera expliqué à l'article *carbonate de chaux*. Dans cet état, elle n'a plus les qualités de la chaux vive; elle est recouverte d'une espèce d'enduit, qui ressemble à une vitrification manquée.

La terre calcaire, dépourvue d'eau et d'acide, et réduite à son état de simplicité, est une substance blanchâtre ; sa pesanteur spécifique, d'après Kirwan, est de 2, 3; mise dans la bouche, elle développe une saveur urineuse, âcre, chaude, presque caustique, verdissant fortement le sirop de violettes, ne faisant point d'effervescence avec les acides.

M. *Trommsdorf* a annoncé qu'un de ses amis était parvenu à faire cristalliser la chaux sous forme d'aiguilles fines, en la faisant bouillir dans une dissolution concentrée de muriate de chaux, qu'on expose ensuite à une basse température.

Exposée à l'air, elle attire l'eau atmosphérique, et l'humidité qui la pénètre la fait fendre; elle se gonfle et se réduit en poudre Son poids augmente, et son union avec l'acide carbonique qu'elle a soutiré de l'atmosphère, la rend effervescente : de chaux vive qu'elle était, elle devient chaux éteinte, et repasse insensiblement à l'état de carbonate calcaire. Ces phénomènes sont d'autant plus prompts et plus marqués, que l'air est plus humide. Il s'excite de la chaleur pendant cette extinction sèche, car l'eau s'y trouve solidifiée ; le thermomètre y monte jusqu'à 120 degrés.

La chaux se divise et se dilate avec assez d'effort pour écarter les parois des vases de bois, et sur-tout des tonneaux, dans lesquels on la renferme.

Il est facile de priver la chaux éteinte de l'humidité et de l'acide qu'elle a pris dans l'atmosphère.

On la met, à cet effet, ou dans un canon de fusil, ou dans une cornue de grès, de porcelaine ; on chauffe fortement, et elle repasse à l'état de chaux vive.

Si la chaux n'a point d'action sur le gaz hydrogène, le carbone, l'oxide de carbone et les métaux, elle en a sur le phosphore et le soufre, comme nous verrons plus bas.

L'eau a une action très-forte sur la chaux vive; lorsqu'on verse ce liquide en petite quantité sur cette substance, elle l'absorbe promptement, et paraît aussi sèche qu'auparavant; elle s'éclate, se brise en fragmens; la chaleur qui s'excite est assez forte pour qu'on puisse y allumer une allumette et pour faire voir une vive lumière dans l'obscurité; l'eau s'y combine, devient solide et dégage son calorique; une autre portion qui n'a pas le tems de s'y combiner, se réduit en vapeurs, exhale une odeur particulière; cette vapeur verdit le papier teint avec la mauve; enfin, la chaux est sous la forme d'une poussière blanche, très-fine; la chaleur, le mouvement et la fumée diminuent peu-à-peu, et cessent tout-à-fait : dans la nuit, cette extinction est lumineuse.

Lorsque la chaux a absorbé toute l'eau à laquelle elle peut s'unir pour rester sèche, on l'appelle chaux éteinte à sec; elle ne s'échauffe plus : 100 parties de cette chaux peuvent absorber 25 parties d'eau, et rester dans le même état de sécheresse apparente.

Laplace et *Lavoisier*, dans leurs recherches calorimétriques, ont trouvé qu'une partie d'un mélange de chaux et d'eau, dans la proportion de 16 à 9 de ces deux corps, a fondu plus d'une partie et demie de glace à zéro.

Si l'on mêle avec la chaux la quantité d'eau nécessaire pour la délayer, on forme le lait de chaux.

On donne à cette liqueur une transparence parfaite, en y ajoutant une assez grande quantité d'eau pour dissoudre

complètement la chaux : il faut environ 650 parties d'eau contre une de chaux.

C'est ce que l'on connaît sous le nom d'eau de chaux.

Cette eau est claire, limpide; son poids est peu différent de celui de l'eau; elle a une saveur âcre, urineuse, verdissant le sirop violat, et en altère même la couleur.

Si on l'évapore dans des vaisseaux fermés, on en retire l'eau, et la chaux reste pure.

Exposée à l'air, elle se couvre d'une pellicule qui prend peu-à-peu de la solidité et de l'épaissseur. Si l'on enlève cette pellicule, il s'en reforme une autre, et ainsi de suite. Ces pellicules ont reçu le nom impropre de crême de chaux.

Dans ce cas, la chaux attire l'acide carbonique de l'atmosphère, et forme à la surface de sa dissolution une croûte de craie ou de carbonate calcaire.

La chaux s'unit aux oxides métalliques, et par la voie sèche, et par la voie humide. (*Voyez* l'article *métaux.*)

La chaux s'unit bien facilement aux acides; il en résulte des sels dont les uns sont insolubles, et les autres sont très-solubles.

La chaux se combine, par la voie humide et par la voie sèche, avec la silice.

Lorsqu'on mêle du sable avec de la chaux nouvellement éteinte, ou bien avec de la chaux vive, arrosée d'un peu d'eau, dans le moment du mélange, ces deux corps prennent de la consistance, et forment ce qu'on appelle mortier. (*Voyez* le mémoire de M. *Guyton-Morveau*, Annales de Chimie, tome 37.)

On en fait de diverses espèces.

Quoique la chaux soit imparfaitement infusible, ainsi que la silice, si on les chauffe ensemble, pourvu que la proportion de la première soit très-grande, elles se fondent.

Elle peut aussi faire entrer en fusion un tiers de son poids d'alumine.

Le mélange de ces trois substances se fond plus facilement et plus complètement que la chaux avec l'une et l'autre de ces terres : c'est ainsi qu'une partie de chaux et une d'alumine, peuvent faire entrer en fusion deux, ou même deux parties et demie de silice.

Si l'on a un mélange de chaux, d alumine et d'oxide de fer à analyser, on le dissout dans l'acide muriatique; on verse dans la liqueur de l'ammoniaque, qui en précipite l'alumine et l'oxide de fer; il reste dans la liqueur du muriate de chaux, du muriate d'ammoniaque avec un peu d'ammoniaque en excès; on verse dans la liqueur de la potasse carbonatée, qui décompose le muriate de chaux. Il se forme du muriate de potasse et du carbonate de chaux qui se précipite : on fait chauffer pour chasser l'acide carbonique; on filtre, on lave, on calcine, et l'on obtient ainsi la chaux. On verse sur le précipité d'alumine mêlé à celui de fer, de la potasse caustique, qui dissout l'alumine et laisse l'oxide de fer; on filtre, on lave, on fait sécher; on obtient ainsi l'oxide de fer. Pour avoir l'alumine, on verse dans la liqueur du muriate d'ammoniaque qui occasionne un précipité.

L'acide muriatique du muriate d'ammoniaque sature la potasse qui laisse précipiter l'alumine, et l'ammoniaque se dégage; on filtre, on lave et l'on fait sécher; on obtient ainsi l'alumine.

On peut faire cette analyse en mettant dans la dissolution des muriates, de la potasse en excès qui dissout l'alumine; la chaux et l'oxide de fer se précipitent, et il reste en dissolution du muriate de potasse, de la potasse qui tient en dissolution de l'alumine; on sature la liqueur par l'acide sulfurique en excès, et l'on précipite l'alumine par l'ammoniaque, on sépare la chaux de l'oxide de fer par l'acide nitrique qui dissout la chaux; on filtre, on lave, on fait évaporer la liqueur; le sel cristallise, et on le décompose par le feu (1).

On se sert de la chaux dans un grand nombre d'arts, et sur-tout pour la construction. En chimie, c'est un des réactifs les plus nécessaires; on l'emploie à rendre les alcalis caustiques, à décomposer beaucoup de sels, de dissolutions métalliques, les savons, etc. Combinée à l'acide carbonique, elle atténue, divise, échauffe les terres humides, argilleuses et froides, détruit les insectes et les mauvaises herbes, fournit aux plantes un de ses principes alimentaires, leur cédant de l'acide carbonique, servant à

---

(1) M. *Berzelius* dit avoir opéré la décomposition de la chaux dans une petite capsule de verre, contenant du mercure, sur lequel il plaça une bouillie de chaux nouvellement éteinte. Le mercure était en communication avec le pôle négatif par un fil de fer, et on conduisit un fil de platine du pôle positif dans la chaux. Quand la masse calcaire était trop épaisse, le gaz se soulevait, et dans ce cas elle ne touchait plus le conducteur.

Il résulte des expériences de M. *Berzelius* (Voyez *Annales de Chimie*, tome 81.) que la chaux est composée de

Base ou *calcium*.	71,733
Oxigène	28,267.

détruire la carie des grains. On l'emploie aussi dans la verrerie, la poterie, en teinture, dans la tannerie, etc.

§. III.

De la Strontiane.

C'est à MM. *Hope* et *Klaproth* que nous devons la découverte de cette terre. Elle se trouve dans la natur combinée à l'acide sulfurique, rarement à l'acide carbonique. (Voyez *sulfate de strontiane.*)

Pour obtenir la strontiane pure, on prend du sulfate de strontiane, on enlève préalablement avec une brosse les parties argileuses qui l'entourent; on le réduit ensuite en poudre, et on fait digérer quelque tems avec l'acide muriatique, pour lui enlever une partie de fer et de chaux qu'il contient toujours; on lave à grande eau, et on fait sécher.

On mêle cette poudre avec ⅙ de son poids de charbon, on humecte un peu le mélange avec un peu d'huile et on le met dans un creuset que l'on place au milieu des charbons dans un fourneau à réverbère; on allume d'abord la couche inférieure et l'on augmente le feu par degrés; on l'entretient environ pendant trois heures, il se forme un sulfure qu'on dissout dans trois parties d'eau bouillante, on filtre à chaud et l'on reçoit la liqueur dans un flacon que l'on bouche aussitôt Cette liqueur donne par refroidissement des cristaux de strontiane qui retiennent un peu de sulfure; pour l'en séparer on les lave dans une petite quantité d'eau froide, afin d'enlever la partie du sulfure qui mobille leur surface, puis on dissout ces cristaux,

ainsi lavés, dans l'eau bouillante, pour obtenir une dissolution concentrée, et faciliter la cristallisation de la strontiane par refroidissement. Ces derniers cristaux sont plus purs, très-blancs, transparens, absorbant l'acide carbonique de l'air avec une grande énergie ; c'est pour cette raison qu'il faut éviter, le plus qu'il est possible, le contact de l'air.

La quantité de cristaux obtenue par la première filtration, pèse environ le $\frac{1}{3}$ du poids du sulfate employé.

Le résidu peut être lavé pour lui enlever toute la quantité de strontiane et de sulfure qu'il contient.

La strontiane peut encore s'obtenir par un procédé plus simple. Il suffit de traiter le sulfure de strontiane par l'acide nitrique. A cet effet, on délaie le sulfure avec une suffisante quantité d'eau, on y verse de l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence, ou jusqu'à ce que la liqueur soit légèrement acide ; on filtre et on fait cristalliser, on met ensuite le nitrate de strontiane dans un creuset de platine ; et l'on chauffe jusqu'au rouge ; la strontiane reste pure.

Si l'on expose à l'air de la strontiane pure, elle se gonfle, s'échauffe, s'effleurit et s'empare de l'acide carbonique qui y est contenu. En suivant le premier procédé, cette substance est en fragmens d'un gris blanchâtre, souvent poreux, d'une saveur chaude, âcre, alcaline, ou urineuse, moins pesante que la barite. Elle agit faiblement sur la peau et les matières animales. Elle verdit l'infusion de violettes.

La strontiane qu'on obtient par la décomposition du nitrate, se combine très-bien avec quelques corps com-

bustibles, tels que le phosphore, le soufre et l'hydrogène sulfuré. (Voyez *phosphure* et *sulfure.*)

La strontiane est soluble dans l'eau, et cristallise par refroidissement. Ce sont souvent des espèces de lames ou tables rhomboïdales; quelquefois en prisme quadrangulaire avec biseau.

Elle se dissout dans 12 à 15 parties d'eau bouillante. Il faut environ 50 parties d'eau froide.

Si l'on expose à l'air une dissolution de strontiane, elle se recouvre d'une pellicule comme celle de chaux; il se forme un carbonate de strontiane.

On opère le même effet, si à l'aide d'un tube de verre, on fait passer dans cette dissolution, l'air des poumons.

Cette terre se combine très-bien avec les acides; il en résulte des sels qui seront examinés.

La strontiane agit sur la silice et l'alumine, d'après les expériences de M. *Vauquelin.*

200 parties de strontiane en poudre fine, mêlées avec 60 parties de silice également pulvérisée, soumises pendant une heure dans un creuset de platine, à un feu violent, ont produit une masse grise, sonore, gercée en plusieurs endroits, et dont les parties avaient entre elles une adhérence assez forte. Dans cet état, elle n'a pas de saveur très-marquée, mais la pulvérisation y développe une légère causticité. Mise en masse ou en poudre avec de l'eau, cette matière ne s'échauffe plus, et ne se boursoufle pas comme le fait la strontiane lorsqu'elle est pure, seulement elle blanchit peu.

Si l'on pulvérise, et que l'on fasse bouillir cette matière dans de l'eau, elle se dissout beaucoup moins abondam-

ment que la strontiane pure; cependant l'eau acquiert une légère saveur alcaline, et se couvre bientôt d'une pellicule blanche, mais elle ne cristallise point; saturée par l'acide nitrique, cette dissolution donne par l'évaporation, une gelée assez abondante.

Une autre quantité de la même matière, pulvérisée et délayée d'un peu d'eau, est entièrement dissoute par l'acide muriatique, et la dissolution fournit, par l'évaporation, une gelée très-abondante, qui, lavée et séchée, présente tous les caractères de la silice. Les acides nitrique et acéteux ont produit le même effet sur cette matière.

Cinq parties de strontiane pure en poudre fine, et une partie d'alumine récemment préparée et encore humide, traitées ensemble avec de l'eau, lorsque la liqueur est en pleine ébullition, on filtre; on trouve beaucoup de matière non dissoute; la liqueur filtrée a une légère saveur alcaline, mais ne cristallise point, quoiqu'on emploie beaucoup plus de terre que l'eau ne peut en dissoudre à froid.

Cette liqueur, saturée par l'acide muriatique, et mêlée ensuite avec de l'ammoniaque, donne une petite quantité de matière floconneuse, qui est de l'alumine.

La strontiane a donc la propriété de favoriser la dissolution de l'alumine dans l'eau; mais ce qu'il y a de plus remarquable, c'est que, de son côté, l'alumine rend insoluble une grande quantité de strontiane, puisqu'il ne s'en dissout pas la dixième partie de ce qui devait s'en dissoudre.

L'examen de la matière restée sur le filtre, prouve que c'est par une combinaison intime entre ces deux terres, que

la strontiane est insoluble, et il est vraisemblable que s'il y avait une plus grande quantité d'alumine, il n'y aurait pas un atôme de strontiane de dissous.

Le résidu se dissout en effet dans les acides, sans presque produire d'effervescence; sa dissolution donne un précipité floconneux d'alumine, par l'ammoniaque, et la liqueur surnageante forme un dépôt très-abondant par le carbonate de potasse.

§. IV.

De la Barite.

Schèele et *Gahn* sont les premiers qui aient distingué cette substance de la chaux. *Bergmann* l'a considérée comme une terre particulière, et la nomma terre pesante. *Kirwan* l'a appelée *barite* du mot βάρος, pesant. Nous devons aux expériences de *Hope*, *Pelletier*, *Fourcroy* et *Vauquelin*, d'avoir fait connaître la barite dans son état de pureté. Quoiqu'on la rencontre quelquefois dans les pierres dures unie aux autres terres, comme dans l'harmatome, de laquelle *Klaproth* en a retiré 0,18, c'est principalement, combinée avec les acides sulfurique et carbonique qu'on la trouve le plus abondamment dans la nature. (Voyez *sulfate de barite*).

C'est du sulfate de barite (spath pesant) qu'on extrait cette terre alcaline. On le convertit à l'aide du charbon en sulfure, on fait ensuite un nitrate de barite, on opère ici comme il est indiqué à l'article de la strontiane. (Voyez *sulfate de barite*, pour la théorie de l'opération).

un grand sifflement; elle se cristallise ensuite en aiguilles transparentes, qui se groupent et adhèrent entre elles, comme les molécules du plâtre gâché.

Elle se dissout dans 6 à 8 parties d'eau à 10 degrés; l'eau bouillante en prend plus de la moitié, et dépose, en refroidissant, des prismes transparens, très-beaux qui s'effleurissent et deviennent pulvérulens à l'air.

La dissolution de barite se couvre plus promptement d'une croûte à l'air, et se précipite plus abondamment par l'acide carbonique, que ne le fait l'eau de chaux.

Les acides phosphorique et phosphoreux précipitent la dissolution de barite, et les précipités se redissolvent à l'aide d'un excès de chacun de ces acides respectifs.

Avec les acide sulfurique et sulfureux, elle forme des sels insolubles dans l'eau et dans un excès d'acide; les sulfites se dissolvent cependant dans l'acide nitrique. Avec l'acide muriatique, elle forme un sel qui cristallise en lames carrées; si on dissout le muriate de barite dans l'alcool, et qu'on le fasse brûler, on obtient une flamme bleuâtre qui est celle de l'acool.

M. *Vauquelin* a cherché à combiner la barite avec quelques terres, particulièrement avec la silice et l'alumine; ses essais lui ont prouvé que la barite pouvait s'y combiner.

Si l'on mêle quatre parties de barite caustique avec une partie de silice, et que l'on chauffe ensuite le tout fortement pendant une heure et demie dans un creuset de platine, la matière ne présente plus qu'une seule masse gercée en différens endroits, sans cohérence, d'une couleur vert-pomme tendre, d'une saveur presque douce, et ne s'é-

chauffant point avec l'eau, dans laquelle elle se dissout et conserve même sa couleur verte.

Les acides nitrique, muriatique et acétique purs, dissolvent entièrement cette matière; sa dissolution par l'un ou l'autre de ces acides donne sur-le-champ un précipité floconneux par l'ammoniaque. Ces dissolutions se prennent en gelée par l'évaporation, et, lorsque la dessication est complette, la silice reparaît avec toutes ses propriétés ordinaires. Il n'est donc pas douteux que la barite n'ait la faculté de se combiner avec la silice, et de la rendre soluble dans les acides, même les plus faibles.

On a mêlé neuf parties de barite caustique avec une partie d'alumine nouvellement séparée de son dissolvant et encore humide; on a soumis le tout pendant un quart-d'heure à la chaleur de l'ébullition, avec une suffisante quantité d'eau; il est resté beaucoup de matière qui ne s'était pas dissoute. La liqueur filtrée a une saveur légèrement caustique; elle se couvre à l'air d'une croûte blanche, due à sa combinaison avec l'acide carbonique, mais elle ne cristallise point; malgré que la quantité d'eau que l'on emploie soit incapable de l'empêcher, s'il n'y avait point eu d'alumine.

Une goutte d'acide muriatique, versée dans un verre de cette dissolution, y produit un nuage floconneux que l'agitation fait redissoudre. Une seconde, une troisième goutte produit le même effet jusqu'à ce que la plus grande partie de la barite en soit saturée; enfin le précipité ne disparaît plus par le mouvement imprimé à la liqueur; un excès d'acide le dissout.

Lorsque la liqueur est entièrement saturée par un acide, l'ammoniaque y fait reparaître la matière floconneuse.

Quoique la barite dissolve l'alumine, il reste encore dans le résidu une portion d'alumine et de barite qui ne se dissolvent point, et qui paraissent être en combinaison intime.

Si l'on mêle parties égales des deux substances, et que l'on fasse bouillir comme ci-dessus, la liqueur donne encore des signes de dissolution abondante d'alumine et de barite, et environ la moitié de la matière reste sous la forme d'une poudre blanche insoluble dans l'eau, et dans laquelle les acides démontrent la présence de ces deux terres à l'état de combinaison.

Il paraît donc, d'après les expériences de M. *Vauquelin*, que lorsque la barite et l'alumine se rencontrent dans des proportions convenables, elles s'unissent et forment une combinaison insoluble dans l'eau; mais quand la barite est surabondante à cette proportion, elle dissout la nouvelle combinaison.

La barite et la strontiane diffèrent: 1°. si l'on verse dans une dissolution muriatique de strontiane, de la barite, on a un précipité; 2°. le muriate de barite cristallise en parallélipipèdes, tandis que le muriate de strontiane cristallise en aiguilles fines, qui sont déliquescentes, et beaucoup plus solubles dans l'eau que le muriate de barite; 3°. la barite est vénéneuse, tandis que la strontiane ne l'est pas; 4°. enfin, la dernière différence qui existe entre les sels à base de barite, et ceux à base de strontiane, consiste en ce que ces derniers donnent, avec l'alcool, une flamme purpurine, tandis que les premiers ne donnent qu'une flamme blanche bleuâtre.

Dans son état de pureté, elle n'est d'usage qu'en chimie;

c'est un réactif très-utile, pour découvrir un atôme d'acide sulfurique contenu dans une liqueur.

La barite et ses combinaisons salines, solubles dans l'eau, sont des poisons violens.

Suivant M. *Berzelius*, la barite serait composée de 0,575 d'oxigène, et de 89,435 de base, ou *barilium*.

CHAPITRE IX.

Des Alcalis.

Les alcalis sont des corps qui ont une saveur âcre, caustique et lixivielle, qui sont très-solubles dans l'eau et dans l'alcool; ils attirent l'humidité de l'air au point de se réduire en liquide, verdissent plusieurs couleurs bleues végétales, telles que les fleurs de violette, de l'iris et de la mauve; brunissent la couleur jaune de curcuma, et rendent à la teinture de tournesol rougie par un acide, sa couleur bleue primitive. Ils s'unissent à tous les acides avec beaucoup de force; et tous les sels qui en résultent sont solubles dans l'eau, forment avec les huiles grasses des savons solubles dans l'eau et dans l'alcool.

Les alcalis sont au nombre de trois : la potasse, la soude et l'ammoniaque.

Les deux premiers ont été appelés fixes, non parce qu'ils jouissent d'une fixité absolue, car ils sont volatils à un grand feu, mais parce qu'on les compare à l'ammoniaque, qui est très-volatile, et même à l'état de gaz permanent.

Dans le chapitre précédent nous avons vu que les terres alcalines avaient des propriétés analogues aux alcalis, comme d'être plus ou moins solubles dans l'eau, et de verdir certaines couleurs bleues végétales, ce qui a engagé plusieurs chimistes à les ranger parmi les alcalis; mais si

l'on considère avec attention leurs propriétés, on verra qu'elles s'éloignent assez des alcalis pour les en distinguer. 1°. Elles sont moins solubles dans l'eau, et entièrement insolubles dans l'alcool; 2°. elles ne forment pas de savons solubles avec les huiles, 3°. la plupart des sels qu'elles donnent, à l'exception des nitrates et des muriates, sont d'une parfaite insolubilité, tandis que tous ceux à base d'alcali sont solubles dans l'eau, même les carbonates. Il nous a donc paru plus convenable et plus simple pour l'instruction, d'en faire une classe à part et de les distinguer sous le nom de *substances terreuses alcalines*.

§. Ier.

De la Potasse.

La potasse pure est un corps d'une couleur blanche, extrêmement caustique, c'est-à-dire, qui agit avec beaucoup d'énergie sur les substances animales, qui les dissout, les décompose, et forme avec elles une sorte de savon.

La potasse ne se trouve jamais pure dans la nature, toujours unie à quelques acides, ou combinée dans les pierres avec les terres comme dans l'obsidienne perlée, la lépidolithe, dans quelques produits volcaniques, etc.

C'est en brûlant des végétaux, qui contiennent tous une plus ou moins grande quantité de potasse unie à un acide décomposable par le feu, que l'on prépare cette substance. Les cendres contiennent ordinairement de la potasse, du carbonate de potasse, du sulfate de potasse, du muriate de potasse, du carbonate de chaux, du carbonate d'alu-

mine, de l'oxide de fer, de l'oxide de manganèse, etc. (Voyez *Analyse de cendre*, vol. 3.)

Pour extraire la potasse, on fait évaporer la lessive des cendres dans de grandes chaudières de fonte jusqu'à siccité, d'où résulte une masse saline très-colorée par les parties extractives des végétaux non incinérés: dans cet état, cette substance est appelée *salin*. On la fait calciner dans des fours: cette opération se faisait autrefois dans des pots, d'où vient le nom de *potasse*, pour décomposer la matière colorante, alors la potasse est beaucoup plus blanche.

Les potasses diffèrent aussi entre elles, en raison des quantités d'alcali et de sels étrangers qu'elles contiennent. On peut voir à ce sujet un Mémoire de M. *Vauquelin*, imprimé dans le tome 40 des *Annales de Chimie*. Suivant ce chimiste, la potasse d'Amérique contient le plus de cet alcali; 1152 parties donnent 857 de potasse, tandis que 1152 de celle de Russie n'en contiennent que 772, et une quantité égale de potasse de Dantzick n'en peut donner que 603.

Pour obtenir la potasse caustique, on prend parties égales de chaux vive et de potasse; on commence par éteindre la chaux dans de l'eau, on ajoute ensuite une grande quantité d'eau, afin que la chaux ainsi délayée soit bien liquide, 20 parties d'eau peuvent suffire; on ajoute ensuite la potasse sans la dissoudre d'avance, et on fait bouillir dans une chaudière de fer pendant environ deux heures.

On essaie de tems en tems la potasse liquide. A cet effet, on en filtre une petite quantité dans un verre, et l'on y verse un peu d'eau de chaux. Quand il ne se forme plus

de précipité, alors tout l'acide carbonique est enlevé. Il faut avoir attention de considérer l'état de la liqueur, car lorsqu'elle est très-rapprochée, l'eau de chaux y fait paraître un précipité, quoiqu'elle ne contienne plus d'acide carbonique; mais ce précipité est soluble dans une grande quantité d'eau et provient de la chaux qui ayant cédé à la potasse une partie de l'eau dans laquelle elle était dissoute, ne peut être tenue en solution dans celle restante. La chaux ayant plus d'affinité pour l'acide carbonique que n'en a la potasse, il se forme du carbonate de chaux qu'on sépare par le filtre. On fait évaporer la liqueur jusqu'à consistance très-sirupeuse; on met alors la matière dans un creuset, on chauffe doucement d'abord pour que l'eau qui s'évapore ne jette pas la matière hors du creuset; quand elle est fondue, on la coule sur une plaque, c'est ainsi qu'on prépare la pierre à cautère, qui n'est autre chose que la potasse caustique mêlée de muriate, de sulfate de potasse, etc.

On peut encore obtenir cette potasse caustique par le procédé que j'ai indiqué, *Annales de Chimie*, tome 22, page 137.

L'appareil consiste en plusieurs baquets de bois blanc; on met, au fond, du sable de rivière, qu'il faut avoir soin de bien laver; on en ajoute par-dessus une autre couche, mais plus fin, et l'on recouvre le tout d'une toile saupoudrée de cendre; d'une autre part, on fait un trou au fond du baquet, afin d'y ajuster un tube de verre, pour laisser couler la liqueur qui se filtre.

Les choses ainsi disposées, on prend parties égales de chaux vive et de potasse, sur-tout lorsque la chaux est bien caustique : dans le cas contraire, on peut prendre vingt parties de chaux sur quinze de potasse; on met de

l'eau dans une marmite de fer, on la fait chauffer de manière qu'elle soit près de l'ébullition; alors on ajoute la chaux qui, par son extinction, la porte à cet état; lorsqu'elle est éteinte, on y met la potasse, et on forme du tout une bouillie épaisse, qu'on laisse un peu refroidir. On verse ensuite le mélange dans des baquets que l'on recouvre d'eau sur-le-champ; et pour éviter, en la jetant sur la matière, qu'elle ne fasse des trous, on y place une petite planche qui s'élève avec l'eau.

Il faut avoir soin de placer des cruches ou autres vases, pour recevoir la liqueur qui s'écoule par le tube; et pour que la lessive n'absorbe pas l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère, on doit boucher légèrement les vases, de manière à empêcher la circulation de l'air extérieur.

Il est aussi nécessaire de tenir toujours de l'eau sur le mélange, et l'on cesse de recueillir, lorsqu'elle sort insipide par le tube.

Les liqueurs qu'on obtient sont, jusqu'à la fin, à-peu-près au même degré; car elles s'affaiblissent tout d'un coup, ce qui évite d'avoir des liqueurs faibles.

Pour évaporer les eaux, on peut se servir de marmites de fonte; on commence par les dernières, qui sont un peu plus faibles, pour éviter de tenir les plus fortes longtems en contact avec l'air, et l'on emploie une forte ébullition.

Lorsqu'elle est concentrée jusqu'à un certain point, le sulfate de potasse cristallise et se précipite.

Si l'on veut obtenir la potasse caustique sèche, on verse la liqueur rapprochée dans une petite marmite de fonte, on achève ensuite de l'évaporer, jusqu'au point

qu'en la coulant sur une plaque de fer ou de marbre, elle se fige.

Cette potasse n'est pas encore pure; il faut, quand elle est en consistance sirupeuse, ou concrète, la mettre dans un flacon; on verse dessus de l'alcool très-pur, environ deux à trois parties; on fait chauffer légèrement le mélange. A mesure que le mélange se refroidit, la matière se sépare en trois couches; au fond se déposent des corps solides, tels que le carbonate d'alumine, le carbonate de chaux et la silice; au-dessus est une dissolution aqueuse de carbonate de potasse, de sulfate et de muriate de potasse; dans le haut, une liqueur alcoolique d'un rouge brun. C'est une dissolution de potasse très-pure dans l'alcool.

On décante la liqueur claire au moyen d'un siphon, on la met dans une cornue, et l'on distille. Quand on veut l'avoir très-pure, on fait évaporer la dissolution dans une bassine d'argent; elle cristallise en refroidissant, en lames blanches, qui ont quelquefois un centimètre de long. Au lieu de la laisser cristalliser, on peut la rapprocher jusqu'à siccité, ou jusqu'à ce que la liqueur soit en fonte tranquille et qu'elle ait une apparence huileuse; on coule le liquide alcalin sur un marbre huilé, on le laisse figer, on le casse par morceaux, et on l'enferme dans des flacons, ou bien on met la liqueur décantée au moyen d'un siphon à boule, dans une cornue de verre à laquelle on adapte un matras, dans lequel on recueille l'alcool qui se volatilise, et la potasse reste pure. On s'aperçoit que tout l'alcool est évaporé quand la liqueur ne bout plus, qu'elle a une fonte tranquille. La potasse est encore recouverte d'une petite couche de charbon et d'huile, provenant de la décomposi-

tion de l'alcool, occasionnée par l'attraction de la potasse pour l'eau formée aux dépens de l'alcool, qui met du charbon à nû et qui donne naissance à une huile. Pour l'en priver totalement, on l'étend d'eau, on filtre; en refroidissant, elle se prend en masse, si l'on n'a pas poussé trop fort l'opération; elle cristallise par refroidissement, en longues aiguilles déliquescentes.

On reconnait que la potasse est pure, lorsque, dissoute dans beaucoup d'eau distillée, elle ne trouble point l'eau de chaux, et sur-tout celle de barite, et que le précipité qu'elle forme dans la dissolution d'argent se redissout ensuite complettement dans l'acide nitrique; enfin, que, saturée d'acide carbonique, elle ne dépose point de silice. Dans cet état, cet alcali attaque avec énergie les pierres siliceuses les plus dures, à un degré de chaleur que peut aisément soutenir le creuset d'argent.

Cette potasse a une saveur très-âcre, très-caustique; elle dissout la peau, verdit les couleurs bleues végétales et les fait passer au jaune-brun.

Elle se fond à une température modérée, et si on la soumet à un feu violent, elle se volatilise. MM. *Darcet* et *Berthollet* ont prouvé que la potasse et la soude préparées à l'alcool et exposée à une chaleur rouge, retiennent de grandes quantités d'eau. M. *Darcet* en a admis 0,27 dans la potasse et 0,28 dans la soude. M. *Berthollet* n'en a admis que 13 à 14 centièmes dans la potasse, et M. *Davy* 16 à 17. De nouvelles expériences ont été faites par MM. *Gay-Lussac* et *Thénard*, d'où il résulte en prenant la moyenne, que la potasse à l'alcool exposée à une chaleur rouge, contient le cinquième de son poids d'eau,

et que la soude préparée de la même manière, en contient le quart du sien.

Si on la laisse en contact avec l'air atmosphérique, elle se liquéfie très-promptement, et s'empare de l'acide carbonique qui y est contenu.

Dans son état de pureté, elle ne fait point effervescence avec les acides.

Elle se combine avec le soufre et avec l'hydrogène sulfuré (*Voyez* l'article *Sulfures.*)

Elle ne s'unit point au phosphore, mais à l'aide de ce corps combustible, elle décompose l'eau : c'est ainsi qu'on obtient le gaz hydrogène phosporé. (Voyez *phosphures.*)

La potasse a une grande affinité pour l'eau; elle l'enlève à presque tous les autres corps avec dégagement de beaucoup de calorique.

Si l'on mêle cet alcali en poudre avec le quart de son poids de glace à 0, concassée, il y a fusion de la glace et dissolution de la potasse : alors le thermomètre descend de plusieurs degrés au-dessous de 0. Dans ce cas, l'eau absorbe du calorique, pour passer à l'état liquide.

Si, au contraire, on prend une partie d'eau à 10 ou 12 degrés au-dessus de 0, si l'on y jette de la potasse pure en poudre, à mesure que la dissolution a lieu, il y a dégagement de calorique, la potasse se dissout dans un quart de son poids d'eau.

Pour savoir la quantité d'alcali réelle que contient une potasse du commerce, M. *Vauquelin* a proposé un moyen fort simple. On prend d'abord une quantité de potasse caustique très-pure et sèche, 100 grains, par exemple; on sature exactement par l'acide nitrique, et on note la

quantité d'acide employée. On prend ensuite une dose suffisante d'acide nitrique au même degré pour saturer une potasse quelconque, alors on détermine la quantité d'alcali existant par celle de l'acide nécessaire à sa saturation.

La potasse se combine avec la silice par la voie sèche, et l'entraîne dans sa fusion; elle forme alors un corps transparent, connu sous le nom de verre.

Les proportions de silice, qui entrent dans le verre, varient suivant qu'on veut l'obtenir plus ou moins pur. S'il est très-beau, il y en entre $\frac{1}{5}$.

On fait entrer aussi de la chaux dans la composition du verre-cristal: cette substance est remplacée par les cendres dans les verres verts à bouteille; elle a deux grands avantages: 1°. de rendre la coupe du verre plus facile; 2°. de le rendre susceptible de supporter plus aisément le passage du chaud au froid, et réciproquement. Le maximum de cette substance, dans la composition du verre, est de $\frac{1}{100}$.

La potasse, ou la soude très-pure, sert pour faire le verre cristallin ou le verre de glace. On emploie, au contraire, de la potasse ou de la soude impure dans le mauvais verre. Le résidu des cendres alcalines qu'on a employées à St.-Gobin, est vendu à d'autres verreries, qui s'en servent en place de fondant. Quand la cendre ne contient pas assez d'alcali, on en ajoute une autre quantité, ou on y subtitue le muriate de soude. Les verriers se servent encore de cendres lessivées.

On fait entrer très-souvent dans la composition du verre, des cassures de bouteilles, etc. Mais il faut prendre garde qu'il ne s'y trouve pas trop d'oxide de manganèse, qui est aussi employé dans les verres pour enlever les taches qui peuvent s'y rencontrer.

On appelle charrée, dans les verreries, les cendres de nos foyers lessivées.

Toutes les espèces de verres se réduisent à cinq : le verre noir ou verre de bouteille, le verre de gobleterie, le verre en table, le verre cristallin et le flint-glas.

Tous ces verres demandent un degré de chaleur différent, d'après les expériences faites par M. *Loysel*, avec le pyromètre de son invention. (Voyez *Essais sur la verrerie*, par *Loysel*, membre associé de l'Institut, 1 v.). La chaleur la plus faible des fourneaux de verrerie, doit être de 8000° de *Réaumur* ; la moyenne, 10000° ; la plus forte, de 14000°. M. *Guyton-Morveau* croit que ces déterminations ne sont pas exactes ; le principe employé par *Loysel*, dans la construction de son pyromètre, quoique ingénieux, a l'inconvénient de ne donner qu'un instrument qui n'est pas comparable.

La plus forte chaleur des fourneaux à verrerie, mesurée au pyromètre de *Wedgwood*, n'a été trouvée que de 164° pyrométriques, répondant à 9226 degrés de *Réaumur*.

Composition des verres : 1°. verre noir, 100 parties de sable siliceux, 50 de charrée, 100 de cassons de verre, avec quelques parties de potasse ou de muriate de soude.

2°. Pour le verre de gobleterie : la composition vient de la plus grande finesse du sable, de la proportion plus considérable des fondans, soit soude, soit potasse, absolument nécessaire, parce qu'on ne peut y mettre qu'une petite quantité de charrée, qui donnerait au verre une couleur verte trop foncée. Comme cette couleur existe toujours, quelle que soit la petite quantité de charrée employée, on est obligé de la détruire par le manganèse.

3°. Le verre en table : il est composé de silice beaucoup plus pure, de peu ou point de charrée, de potasse ou soude purifiées.

4°. Le verre cristallin contient, outre le sable quartzeux, souvent décoloré préalablement par l'acide muriatique et la potasse parfaitement pure, de l'oxide rouge de plomb, qui, destiné à donner à ce verre une pesanteur considérable, une blancheur et une transparence parfaite, sert en même tems de fondant.

5°. Le flint-glas, destiné uniquement aux usages d'optique et d'astronomie, ne diffère du verre cristallin qu'en ce qu'on lui donne une pesanteur déterminée : cette pesanteur est de 3,46; celle du verre ordinaire n'est que de $\frac{1}{4}$.

On peut aussi former un verre, sans employer les fondans potasse ou soude.

On prend parties égales de chaux, de silice et de barite; on les pousse dans un creuset à très-grand feu, et on obtient un très-beau verre, qui n'a besoin que d'être coloré.

Si on prend le même composé et qu'on y ajoute un peu de magnésie, au lieu d'arrêter la vitrification, soit à l'état d'émail, soit à l'état de porcelaine, comme on pourrait le soupçonner, on obtient encore un verre.

D'après les recherches de *Gehlen* et *Bader*, de Munick, on peut très-bien remplacer les alcalis par le sulfate de soude.

Ces premières expériences suivies avec attention, en s'attachant sur-tout à chercher des proportions convenables, pourront conduire à des résultats très-avantageux dans l'art de la verrerie.

M. *Chaptal* a indiqué une manière de fabriquer un verre plus solide et plus léger que le verre ordinaire, avec du basalte. Cette combinaison a parfaitement réussi : le verre qui en est résulté était un peu plus noir ; mais il avait toutes les qualités du meilleur verre siliceux. Il faut avoir soin de ne pas employer du basalte trop chargé de fer, qui serait alors attaquable par les acides ; on remédie à cet inconvénient, en diminuant la proportion de cette substance.

On n'arrive pas de suite aux proportions susceptibles de donner un verre parfait. C'est pour n'avoir pas saisi ces proportions (qui doivent varier pour chaque verrerie, puisque la nature des substances qu'on emploie, varie dans toutes), qu'on obtient souvent un verre attaquable par les acides, par l'air, et même par la petite quantité d'acide acétique qui se trouve dans le vin : souvent aussi le verre le plus parfait est attaqué par l'eau à l'ébullition. L'action par l'air est due à la surabondance du fondant ; celle par les acides, à la trop grande proportion de chaux employée : c'est pour cela que dans les verres attaqués par l'acide sulfurique, par exemple, on trouve toujours des globules résultant de la combinaison des substances terreuses avec cet acide. D'autres verres, enfin, contiennent assez de sels pour etre attaqués par la magnésie ; s'ils sont bien cuits, ils résistent plus que ceux qui le sont moins, mais ils s'altèrent à la longue. On aperçoit aussi sur le verre des couleurs irisées, qui sont dues au manganèse mis à nu d'une manière quelconque.

Quand on veut essayer des bouteilles, il faut employer des acides . on se sert ordinairement d'acides concentrés ; on peut aussi, en faisant agir un acide très-étendu, et pendant un certain tems, obtenir un résultat très-sûr.

Mon objet n'étant pas d'entrer dans les détails de l'art de la verrerie, j'indiquerai seulement ici l'ordre que l'on doit suivre dans l'exposé de cet art.

A Une partie importante de la verrerie est la construction des fourneaux; on en connaît de deux espèces : les fourneaux français ou allemands, et les fourneaux anglais.

B Examiner les différentes espèces de verre.

C Leur composition.

D L'affinage du verre.

E De la manière de se débarrasser du suint ou fiel de verre.

F Manière de travailler le verre.

G Manière de le souffler.

H Manière de faire le renfoncement des bouteilles, et de faire la virole.

I Manière de préparer le verre à vitre.

K Manière de couler le verre qui sert pour des glaces ou des instrumens d'optique.

L Causes pour lesquelles les verres reçoivent une altération quelconque.

M Moyen d'essayer les bouteilles.

N Des verres colorés.

Le verre diffère encore suivant la quantité respective de silice et de potasse qui le constitue.

Si l'on emploie trois ou quatre parties de potasse sur une de silice, il en résulte un verre mou, cassant, qui

attire l'humidité de l'air, et qui devient opaque et fluide. Ce verre se dissout dans l'eau à l'aide de l'alcali surabondant : cette dissolution porte le nom de liqueur des cailloux. (*Voyez* l'article de la *silice*, pour l'extraction de la silice.)

L'alumine et la glucine se dissolvent aussi dans la potasse, d'où l'on peut les séparer en saturant la dernière par un acide.

La potasse ne dissout point la zircone, la magnésie et la chaux.

On verra que la potasse a la propriété de séparer la silice et l'alumine de la chaux, quand ces substances se trouvent unies. On peut même, à cet effet, faire un mélange de ces trois terres, et en faire la séparation au moment de la leçon.

L'usage de la potasse en médecine, et les services qu'elle rend aux arts, la rendent très-précieuse. On se sert aussi de cet alcali pour brunir les bois, sur-tout le bois de merisier.

On le mêle avec la cire jaune pour en préparer un encaustique servant à mettre sur la couleur rouge d'un appartement. A cet effet, on fait fondre quatre parties de cire jaune et une d'alcali, et on y ajoute un litre d'eau.

M. *Davy* a annoncé à la Société Royale de Londres que les alcalis fixes sont des corps composés d'une substance métallique et d'oxigène. Il a placé un morceau de potasse dans le circuit d'une forte batterie galvanique; il a aperçu, au point de contact du pôle négatif, un petit globule brillant, semblable à un globule de mercure. Cette substance est la base de la potasse; elle a présenté à M. *Davy* les propriétés suivantes : son attraction pour l'oxigène est si

puissante, que l'air la rétablit promptement en état de potasse. Si l'on met de l'eau dessus, le globule brûle, et s'oxide à l'instant avec flamme. La potasse se trouve oxigénée par là, suivant M. *Davy*.

Cette substance est solide et malléable à la température de 40 degrés de *Fahrenheit;* elle s'unit au phosphore et au soufre; elle forme des alliages avec les différens métaux et le mercure. Elle se combine avec les alcalis; mais les sels qu'elle forme, sont semblables à ceux dont la potasse est la base. Sa pesanteur spécifique est 6, l'eau étant 10.

La soude donne, par le même moyen, une substance analogue, quoique différente à quelques égards.

MM. *Thenard* et *Gay-Lussac* ont constaté les expériences de M. *Davy* par le moyen de la pile de *Volta*; mais ils sont parvenus à décomposer la potasse et la soude, sans le secours de la pile voltaïque; c'est en les traitant par le fer.

On prend un canon de fusil très-propre dans son intérieur; on en courbe la partie moyenne et l'un des bouts, de manière à le rendre parallèle à l'autre; on couvre cette partie moyenne, qui doit être fortement chauffée, d'un lut infusible, et on la remplit de la tournure de fer bien broyée; puis on dispose le tube en l'inclinant sur un fourneau à réverbère; ensuite on met de l'alcali bien pur dans le bout supérieur, et on adapte une alonge bien sèche portant un tube bien sec lui-même au bout inférieur. Les proportions de fer et d'alcali qu'on emploie sont trois parties du premier et deux parties du second; mais on peut les faire varier. L'appareil ainsi disposé, on fait rougir fortement le canon du fusil en excitant la combustion, au moyen d'un soufflet de forge ou d'un tuyau

de tôle qui détermine une plus vive aspiration. Lorsque le tube est extrêmement rouge, on fond peu-à-peu l'alcali, qui, par ce moyen, est mis successivement en contact avec le fer, et converti presqu'entièrement en métal.

Dans cette opération, il se dégage, en même tems que le métal se volatilise, beaucoup de gaz hydrogène qui quelquefois est très-nébuleux, et qui provient de l'eau que contient l'alcali; on est même averti que l'opération touche à sa fin quand le dégagement des gaz cesse. Alors on retire du feu le canon, qui n'a nullement souffert, si les luts ont bien tenu, et qui, au contraire, est fondu si les luts se sont détachés. On le laisse refroidir, et on en coupe l'extrémité inférieure près de l'endroit où elle sortait du fourneau, c'est dans cette extrémité inférieure, et en partie dans l'alonge qu'on trouve une substance d'une apparence métallique; on l'en retire en la détachant avec une tige de fer tranchante, et la recevant soit dans le naphte, soit dans une petite éprouvette bien sèche. Pour l'obtenir plus pure encore, on la passe au travers d'un nouet de linge dans le naphte même, à l'aide d'une température et d'une compression convenable. Ensuite on réunit en masse celui de la potasse, en le comprimant dans un tube de verre et le fondant de nouveau. Mais comme celui de la soude est liquide au-dessus de zéro, avant de lui faire subir cette opération, il faut le congeler en le mettant dans un mélange refroidissant. On peut cependant aussi parvenir à le réunir par une légère agitation. Voilà la substance appelée *potassium*, et *sodium*, quand on l'obtient de cet alcali.

Le *potassium* ainsi préparé, disent MM. *Thenard* et *Gay-Lussac*, est pur; il ne contient ni fer ni alcali, et peut se conserver dans l'huile indéfiniment. Il faut bien se garder,

ajoutent ces chimistes, d'employer du charbon ou des matières qui en contiennent, pour retirer ces métaux des alcalis; car, alors, ils en retiendraient une plus ou moins grande quantité, et jouiraient de propriétés très-variables.

Propriétés du potassium et du sodium. Le *potassium* a un éclat métallique; récemment fondu dans le naphte, et vu dans cette liqueur à travers le verre, il ressemble à l'argent mat : lorsqu'on l'en retire, il se ternit bientôt, et prend l'aspect qu'a le plomb exposé depuis long-tems à l'air; sa section est lisse, unie et des plus brillantes.

On peut le pétrir entre ses doigts comme de la cire, et le couper plus facilement que le phosphore le plus pur.

Il est excellent conducteur de l'électricité.

Sa pesanteur spécifique est de 0,86507, à la température de 15° centigr.

Le *sodium* est solide à la température ordinaire. Il a un grand éclat métallique. Sa couleur a beaucoup de rapport avec celle du plomb; cependant, vu dans l'huile, au moment où il vient d'être fondu, il paraît un peu moins gris que ce métal. Sa section est unie et brillante. Il est formé d'une foule de petites particules dont on ne peut pas distinguer la forme. Il a à-peu-près la mollesse et la ductilité de la cire. Il est bon conducteur de l'électricité. Sa pesanteur spécifique est de 0,97223, à la température de 15° centigr.

Le *potassium* et le *sodium* exposés à l'action de la chaleur, ne tardent point à fondre. Le *potassium* entre en fusion à 58°, et le *sodium* à 90°. Soumis à une chaleur

plus forte, ils se volatilisent. Le *potassium* se volatilise plus facilement. Par le froid, ils se condensent, perdent beaucoup de leur mollesse, et acquièrent même une certaine duroté, sur-tout le sodium à 20° sous 0.

Le *potassium* et le *sodium* se combinent très-bien ensemble, et donnent naissance à un alliage cristallisable, plus ou moins cassant, toujours plus fusible que le *sodium*, et souvent même plus fusible que le *potassium*.

Lorsqu'on met le *potassium* en contact avec l'eau, il en résulte tout-à-coup de la potasse et un dégagement de gaz hydrogène. Le *potassium* nage sur l'eau, s'agite considérablement, se détruit; une grande quantité de gaz est produit; l'eau s'échauffe beaucoup et devient très-caustique.

Lorsque le *potassium* a en même tems le contact de l'eau et de l'air, tous les phénomènes ci-dessus ont lieu; mais le gaz hydrogène brûle à mesure qu'il se dégage, et par là le *potassium* s'échauffe tellement, qu'il finit par rougir et produit une petite explosion.

Lorsqu'on met le *sodium* en contact avec l'eau, il en résulte beaucoup de chaleur, de la soude pure, et un grand dégagement de gaz hydrogène.

Soit que le *sodium* touche en même tems l'air et l'eau, ou bien qu'il ne touche que l'eau, les phénomènes sont les mêmes; il tourne, va, vient en tout sens, et très-rapidement sur ce liquide, produit beaucoup d'hydrogène qui se dégage avec un léger sifflement, ne s'enflamme ni ne rougit, et disparaît sans explosion.

Lorsqu'on met le *potassium* en contact avec le gaz oxigène, à la température de l'atmosphère, il l'absorbe

peu-à-peu, perd son brillant métallique, et devient gris blanc jusqu'au centre, dans l'espace de quelques jours; mais pourvu qu'on en renouvelle la surface, ce métal s'enflamme toujours dans le gaz oxigène, à une température de 60 à 80°, et quelquefois meme à 10 et 15° Si on substitue l'air atmosphérique au gaz oxigène, les résultats en sont encore les memes, excepté qu'ils sont moins sensibles.

Le *sodium* est bien moins combustible que le *potassium*. Ce métal s'altère à peine dans le gaz oxigène à froid, et n'y brûle avec lumière qu'à chaud.

Il existe trois oxides de *potassium*.

Le premier, celui qui se forme quand on met le *potassium* en contact avec l'eau, et qui n'est autre chose que la potasse pure.

Le deuxième est au *minimum* d'oxidation, ou moins oxidé que la potasse, d'un gris bleuâtre, très-cassant, quoique contenant peu d'oxigène, et provenant d'un métal plus ductile et plus mou que la cire, fusible à une légère chaleur; tellement inflammable, que souvent il prend feu dans l'air, et sur-tout dans le gaz oxigène, à la température de 20 à 25 degrés; susceptible d'agir sur l'eau avec une grande force, d'en dégager du gaz hydrogène, mais moins que le *potassium* lui-même.

On l'obtient en renfermant, pendant quelques jours, du *potassium* dans un vase d'une petite dimension, plein d'air, et dont le bouchon est de liége.

Le troisième s'obtient pur et instantanément en brûlant, à l'aide d'une température, élevée le *potassium* dans le gaz oxigène. On opère cette combustion en plaçant le potassium soit sur le verre, soit sur le platine, soit sur

l'argent : cependant, comme le verre et le platine peuvent être attaqués, MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* préfèrent l'argent. Le potassium prend jusqu'à deux et même jusqu'à trois fois d'oxigène, qu'il en exige pour passer à l'état de potasse.

Cet oxide est fusible à l'aide de la chaleur, mais beaucoup moins que la potasse à l'alcool, et cristallise en lames par le refroidissement. La couleur en est jaune quand il est pur; mêlé avec un peu d'oxide de platine, il devient plus ou moins brun; mis en contact avec l'eau, il se décompose subitement avec une vive effervescence, et il en résulte beaucoup de chaleur, de la potasse et du gaz oxigène; en sorte que l'eau tendant à s'unir avec la potasse, en sépare de l'oxigène comme les acides en séparent de plusieurs oxides au *maximum*. Son action sur les corps combustibles est très-grande, à l'aide de la chaleur; tous, ou presque tous, le ramènent à l'état de potasse, et un très-grand nombre même le décomposent avec une vive lumière.

On connait autant d'oxides de *sodium* que d'oxides de *potassium*. 1°. Oxide de *sodium* au *minimum*: on le fait de la même manière que celui de *potassium*. Il est gris-blanc, sans aucun éclat métallique, cassant, susceptible de donner beaucoup d'hydrogène avec l'eau, mais moins que le *sodium*.

Le deuxième est celui qui constitue la soude, et se forme toutes les fois qu'on met le *sodium*, ou l'un des autres oxides de *sodium*, en contact avec l'eau.

Le troisième oxide, ou l'oxide au *maximum* de *sodium*, ne se forme jamais soit par l'eau, dans aucune circonstance, soit par l'air ou le gaz oxigène à froid; mais

on l'obtient pur et facilement, en faisant brûler vivement le *sodium* dans le gaz oxigène, à l'aide de la chaleur, dans une capsule d'argent.

Le *sodium* peut prendre jusqu'à une fois et demie, et même plus d'oxigène qu'il n'en exige pour passer à l'état de soude.

Sa couleur est d'un jaune verdâtre sale; il est fusible à l'aide de la chaleur, mais beaucoup moins que la soude à l'alcool, et même que l'oxide de *potassium;* mis en contact avec l'eau, il est décomposé tout-à-coup, et il en résulte d'une part, un dégagement subit de gaz oxigène; et de l'autre, une certaine quantité de soude qui reste en dissolution dans la liqueur. Traité par les corps combustibles, à l'aide d'une chaleur plus ou moins forte, il leur abandonne une portion de son oxigène, et repasse à l'état de soude.

Le gaz hydrogène ne se combine avec le *potassium*, ni à la température ordinaire, ni à une chaleur rouge; mais entre ces deux degrés de chaleur, il en est un où ces deux corps s'unissent facilement.

L'hydrure de *potassium* est gris, sans apparence métallique et infusible. Il ne s'enflamme ni dans l'air, ni dans l'oxigène, à la température ordinaire; il y brûle vivement à une température élevée; il produit avec l'eau un peu plus d'une fois et un quart autant d'hydrogène que le *potassium* qu'il contient; et s'il a en même tems le contact de l'eau et de l'air, il se détruit en s'enflammant, à la manière du *potassium*. Exposé à la chaleur qu'on peut produire avec une lampe à esprit-de-vin, il se décompose promptement : tout l'hydrogène en est dégagé à l'état de gaz, et tout le *potassium* est mis à nu. Mis en contact à chaud,

avec le mercure, il éprouve une décomposition plus prompte encore que par la chaleur seule; tout l'hydrogène en est également dégagé, et il se forme un amalgame de *potassium*.

Le gaz azote n'a aucune espèce d'action sur le *potassium*, à toute sorte de température.

Le bore est dans le même cas.

Le carbone s'unit au *potassium*.

Le phosphore se combine facilement avec le *potassium* et le *sodium*. Cette combinaison a toujours lieu avec dégagement d'une faible lumière.

Ces deux phosphures sont de couleur chocolat, sans apparence métallique, et analogues pour l'aspect au phosphure de chaux. Jetés dans l'eau, ils produisent du gaz hydrogène phosphuré qui se dégage, mais qui ne s'enflamme pas toujours.

Le soufre forme aussi avec le *potassium* et le *sodium*, une combinaison très-intime. Cette combinaison a lieu avec un bien plus grand dégagement de lumière et de chaleur que la précédente.

Ces sulfures varient en couleur, selon le degré de feu auquel ils ont été exposés. Ils sont tantôt jaunâtres et tantôt rougeâtres; ils ressemblent assez à certains sulfures de potasse ou de soude; ils ont la saveur et l'odeur des œufs pourris, l'eau les dissout sans en dégager de gaz; les acides les décomposent en en dégageant du gaz hydrogène sulfuré.

Le gaz hydrogène phosphuré agit promptement sur le *potassium* et sur le *sodium*, sur-tout à l'aide d'une légère chaleur.

Le gaz hydrogène sulfuré a encore plus d'action sur le

potassium et le *sodium*, que l'hydrogène phosphuré, aussi, dans ce cas, y a-t-il dégagement de lumière, au lieu que, dans l'autre, il n'y a tout au plus que dégagement de chaleur. Ces expériences ont conduit MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* à examiner si, comme l'avait annoncé M. *Davy*, le soufre et le phosphore contenaient de l'oxigène. Ne pouvant, dans un ouvrage purement élémentaire, qu'exposer les principaux faits, je ne donnerai que les résultats des nombreuses expériences de ces chimistes.

Ils ont reconnu que le gaz hydrogène sulfuré contient un volume d'hydrogène égal au sien; que le gaz hydrogène phosphuré en contient très-probablement une fois et demie son volume; que le gaz hydrogène sulfuré peut être décomposé par le *potassium* et le *sodium*, et que dans cette décomposition, il se développe précisément la même quantité d'hydrogène, que le métal seul en donnerait avec l'eau; que le gaz hydrogène phosphuré est décomposé par le *potassium* et le *sodium*; en sorte que le phosphore se combine avec le métal, et que l'hydrogène se dégage; que le gaz hydrogène sulfuré et hydrogène phosphuré ne contiennent point d'oxigène; que le soufre et le phosphore ne contiennent point d'oxigène; que néanmoins il n'est pas douteux que le soufre ne contienne un peu d'hydrogène, d'après les expériences de M. *A. Berthollet* et de M. *Davy*, et qu'il est probable que le phosphore est dans le même cas.

Le *potassium* forme aisément des alliages avec les métaux qui sont très-fusibles MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* ont indiqué huit alliages; ceux de potassium et de plomb, de bismuth, d'antimoine, d'étain, de zinc, de mercure, d'arsenic et de fer.

Le *sodium* se combine aussi facilement avec les métaux les plus fusibles. Il en résulte des alliages qui ont un grand nombre de propriétés communes avec ceux du *potassium.*

Le *potassium* et le *sodium* décomposent tous les oxides métalliques.

Le *potassium* n'a point d'action sur le gaz oxide de carbone, à la température ordinaire; mais il opère facilement la décomposition à une température élevée. Il y a précipitation de carbone; presque tout le potassium est converti en potasse, et le gaz oxide est presque tout absorbé.

L'oxide rouge et l'oxide blanc de phosphore sont décomposés avec la plus grande facilité par le *potassium.* Il y a, dans les deux cas, dégagement de lumière et formation de phosphure, de *potassium* et de potasse.

Le potassium n'a pas d'action bien sensible sur le gaz acide carbonique à la température ordinaire; il en opère complettement la décomposition à une chaleur presque rouge cerise. Il résulte une précipitation abondante de charbon, de la potasse caustique, et un peu de carbonate de potasse.

Le potassium agit très-lentement à froid sur le gaz acide sulfureux; il décompose très-promptement à une chaleur de 150 à 200 degrés.

Le *potassium* s'enflamme à la température ordinaire dans le gaz acide nitreux, et s'y détruit complettement.

Le *potassium* présente, avec le gaz acide muriatique oxigéné les mêmes phénomènes qu'avec les gaz acides nitreux.

Le *potassium* agit fortement sur l'acide muriatique à la température ordinaire, et bien plus fortement encore à une température élevée. Dans le dernier cas, il y a dégagement d'une faible lumière, formation de muriate de potasse, et dégagement de gaz hydrogène; dans le premier,

il y a seulement formation de muriate de potasse à la surface, et dégagement de gaz hydrogène.

Le *potassium* agit très-peu à froid, et fortement à chaud sur le gaz fluorique silicé. Presqu'aussitôt que le potassium est fondu, il devient bleu, s'enflamme quelque tems après, se détruit et se transforme en une matière solide, de couleur chocolat qui, avec l'eau, fait toujours une faible effervescence. Il y a absorption rapide de gaz, et on trouve à peine quelques parties d'hydrogène dans le résidu. (Voyez aussi *acide fluorique*).

L'acide phosphorique vitreux est décomposé à une température élevée par le *potassium* ; il ne l'est point à froid.

Le *potassium* n'a aucune action à froid sur l'acide borique bleu pur et vitrifié; son action sur cet acide est au contraire très-forte à chaud. (Voyez *acide borique.*)

Le *potassium* décompose très-facilement à chaud les acides arsenique, arsenieux, molybdique, tungstique et chromique.

Le *sodium* agit comme le *potassium* sur les acides minéraux non métalliques et métalliques; il n'y a d'autre différence, 1°. qu'en ce que le *sodium* décompose les acides carbonique, borique et nitreux à chaud, sans dégager de lumière; au lieu que le *potassium* les décompose en en dégageant d'une manière très-sensible; 2°. en ce qu'il ne devient pas bleu comme le *potassium* au moment de s'enflammer; 3°. en ce qu'il faut plus de chaleur pour déterminer son action, que pour déterminer celle du *potassium*; 4°. en ce que, à froid, il ne prend point feu dans le gaz muriatique oxigéné, comme le fait le *potassium*, et qu'il ne s'y enflamme qu'à chaud.

L'action du *potassium* sur les alcalis solides et sur les terres, donne pour produit autant d'hydrures moins hydrogénés que le *potassium* dans l'hypothèse des hydrures, et ce sont des oxides de potassium moins oxidés que la potasse, dans l'hypothèse où on regarde le *potassium* comme un etre simple.

Lorsqu'on fait fondre le *potassium* dans le gaz ammoniac, il disparait peu-à-peu, et se transforme en une matière verte-olivâtre très-fusible; le gaz ammoniac lui-même disparait presque en totalité, et se trouve remplacé en partie par un volume de gaz hydrogène, précisément égal à celui que donne avec l'eau la quantité de *potassium* qu'on emploie.

Cette matière, verte olivâtre, est opaque, et ce n'est qu'en lames extrêmement minces qu'elle semble demi-transparente; on n'y distingue aucun point métallique; elle est plus pesante que l'eau. Exposée à la chaleur, elle se fond; il s'en dégage du gaz ammoniac, du gaz hydrogène et du gaz azote; et ensuite elle se solidifie, tout en conservant sa couleur verte. Exposée à l'air, à la température ordinaire, elle en attire seulement l'humidité, n'en absorbe pas l'oxigène, et se transforme en gaz ammoniac et en potasse.

Projetée dans un creuset chaud, et voisin du rouge obscur, elle s'enflamme subitement.

Chauffée dans une petite cloche avec du gaz oxigène, elle ne tarde point à prendre feu, et brûle vivement.

Mise en contact avec l'eau, elle s'échauffe considérablement, se décompose tout-à-coup, et il en résulte de la potasse qui reste en dissolution dans l'eau et de l'ammoniaque qui s'y dissout en partie, quelquefois elle s'enflamme.

Mise en contact avec les acides, elle est subitement décomposée comme par l'eau, et il en résulte des sels à base de potasse et d'ammoniaque.

Traitée à chaud par la plupart des métaux, sur-tout par ceux qui sont fusibles, il s'en dégage du gaz azote, du gaz ammoniac, quelquefois un peu d'hydrogène; on obtient un alliage de *potassium* et du métal employé, et en outre, une portion de matière semblable au résidu de la calcination de la matière verte-olivâtre.

Mise en contact avec l'alcool, elle s'y détruit assez rapidement, et se convertit en potasse et en ammoniaque.

Enfin, mise en contact avec le naphte, elle ne parait pas y subir d'altération, du moins en quelques heures.

Le *sodium* présente avec le gaz ammoniac des phénomènes entièrement analogues à ceux que le *potassium* présente avec ce gaz. Aussitôt que ces deux corps sont en contact l'un avec l'autre, et qu'on élève la température, le gaz ammoniac est absorbé, et le *sodium* disparait peu-à-peu; le gaz ammoniac est remplacé par du gaz hydrogène, et le *sodium* est transformé en une matière verte-olivâtre, ou un ammoniure de *sodium* qui, exposée à la chaleur, se comporte comme l'ammoniure de *potassium*.

MM. *Gay-Lussac* et *Thenard* ont aussi déterminé l'action du *potassium* sur les sels alcalis, terreux et métalliques. Le *potassium* a toujours enlevé l'oxigène à ceux de ces sels qu'on sait en contenir; il a été converti le plus souvent en potasse, et rarement en oxide au *minimum* ou au *maximum*. Tantôt il a fallu peu de feu, tantot une chaleur presque rouge cerise pour produire ce résultat;

souvent il y a eu dégagement de lumière au moment de sa production.

Ces mêmes savans ont aussi examiné l'action du *potassium* et du *sodium* sur les matières végétales et animales ; d'où il résulte que le *potassium* et le *sodium* ont la propriété de décomposer, à l'aide de la chaleur, toutes les substances végétales et animales. (*Voyez*, pour les expériences, le premier et le 2ᵉ. volumes, *Recherches physico-chimiques.*)

§. II.

De la Soude.

Les caractères physiques de la soude pure ressemblent parfaitement à ceux de la potasse, et il est impossible de les distinguer au premier coup-d'œil l'une de l'autre, lorsqu'elles sont à l'état de pureté. Il parait cependant que la soude caustique attire moins fortement l'humidité de l'air, et qu'elle se résout moins facilement en liqueur.

Ce n'est donc que par des combinaisons chimiques, sur-tout avec les acides et avec l'huile, que l'on peut reconnaître la potasse de la soude.

Si on expose un morceau de potasse et de soude à l'air, la première se liquéfie très-promptement, et reste dans cet état; la soude au contraire se liquéfie plus lentement, et repasse à la solidité, sous forme de petits cristaux de carbonate de soude.

Si l'on sursature par l'acide tartarique une solution aqueuse, de densité égale, de potasse et de soude, on

obtient un précipité blanc cristallin avec la potasse, tandis que le tartrate acidule de soude reste en dissolution.

Enfin, si l'on sature la potasse et la soude par un acide quelconque, on aura un précipité jaune, par le muriate de platine, dans le sel à base de potasse, et l'on n'apercevra aucun changement dans la solution du sel à base de soude.

On retire la soude des plantes marines par la combustion. (Voyez *carbonate de soude*.)

La soude appelée par les anciens *alcali minéral*, se trouve toujours melée à plusieurs autres substances salines et terreuses dont il faut la séparer; et l'on y parvient, en se servant du procédé que nous avons indiqué pour la potasse.

La soude d'Espagne contient presque toujours un peu de soufre en combinaison, qui provient d'une quantité de sulfate qui a été transformé en sulfure par la forte calcination avec les matières charbonneuses.

Lorsqu'elle est pure, elle a une saveur aussi forte que la potasse; elle verdit le sirop violat.

Elle se fond au feu, se volatilise à une chaleur violente.

En contact avec l'air, elle en attire l'humidité. Elle est soluble dans l'eau avec chaleur, à-peu-près dans la même proportion que la potasse.

Elle se combine très-bien avec le soufre, d'où résulte un sulfure.

Même procédé pour obtenir ce sulfure, comme celui de potasse. (*Voyez* l'article *sulfure*.)

La soude se combine très-bien par la voie sèche avec la silice, et forme un verre.

Les verriers y ont même reconnu une plus grande fusi-

bilité, et une plus grande adhérence à la silice qu'à la potasse; ce qui fait qu'ils l'emploient de préférence à cette dernière, dans la fabrication du beau verre.

La soude, comme la potasse, est employée dans une foule d'arts, dans la fabrication du savon, dans la teinture, etc.; comme la potasse, elle agit sur les matières animales.

M. *Chaptal* a fait connaître une nouvelle méthode pour blanchir par la vapeur, au moyen de la soude caustique. A cet effet, on trempe les objets que l'on veut blanchir dans une lessive alcalino-caustique, marquant deux degrés à l'aréomètre; on met ensuite dans la chaudière de l'appareil à vapeur une lessive d'une égale force jusqu'à la hauteur d'un pied; on porte ensuite la matière pénétrée de la lessive sur la grille de bois placée sur la chaudière; la liqueur excédante coule à travers les barreaux dans la chaudière de cuivre, et y forme une couche de liquide qui permet d'échauffer la masse sans craindre de brûler la matière ni le métal. Dès que la chaudière est montée, on allume le feu au fourneau, et on entretient la lessive à une légère ébullition.

Ce procédé est supérieur à tous les autres; on y trouve économie du tems, des matières, des combustibles et des manutentions, indépendamment de l'avantage de ne pas endommager les étoffes; mais il est encore une application de ce principe, d'une très-haute importance, et qui intéresse toutes les classes de la société; c'est pour le blanchiment du linge; il ne faut d'autre agent que la simple action de la vapeur, agent bien plus puissant et bien plus efficace que les lessives et les eaux de savon employées par les blanchisseuses.

§. III.

De l'Ammoniaque.

Parmi les substances alcalines, l'ammoniaque, appelée par les anciens *alcali volatil*, est la seule dont nous connaissions la nature il y a déja longtems. L'analyse et la synthèse ont prouvé qu'elle était composée d'hydrogène et d'azote.

Presque toute l'ammoniaque dont on fait usage dans le commerce et dans la médecine, est fournie par la décomposition du muriate d'ammoniaque. Nous connaîtrons la manière d'extraire cette ammoniaque, à l'article du *muriate*.

Pour obtenir le gaz ammoniac, on met de l'ammoniaque liquide dans une fiole à médecine; on y adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche, dans l'appareil à mercure. On chauffe légèrement la fiole, et l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz. Ce gaz a une saveur âcre et caustique, une odeur vive et pénétrante. Il est plus léger que l'air atmosphérique. Il verdit promptement et fortement les couleurs bleues des violettes, de la mauve, des raves, et même des roses. Il tue promptement les animaux. Il n'est point altéré par la lumière, et se dilate par son union avec le calorique, d'après les mêmes lois que les autres gaz.

Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine très-rouge, on le décompose en gaz azote et en gaz hydrogène.

Ce gaz est impropre à la combustion.

Si l'on remplit une cloche de gaz ammoniac, et que l'on y plonge une bougie allumée, la bougie s'y éteindra

plusieurs fois de suite; mais à chaque fois, la flamme sera considérablement agrandie par la réunion d'une autre flamme de couleur jaune pâle; et à la fin, cette flamme légère descendra du haut de la cloche jusqu'au fond. Si l'on présente seulement la bougie allumée à l'orifice de la cloche remplie de gaz ammoniac, la flamme jaunâtre s'élevera d'environ trois centimètres plus haut que celle de la bougie.

L'air atmosphérique ne se combine point avec ce gaz; il ne fait que l'étendre et le diviser.

Le gaz oxigène, à une haute température, décompose le gaz ammoniac. A cet effet, on fait passer ces deux gaz mêlés ensemble à travers un tube de porcelaine rouge de feu; il y a inflammation et détonation de son hydrogène, qui passe à l'état d'eau; il y a même formation d'acide nitrique, si la proportion du gaz oxigène est assez considérable; si, au contraire, il n'y en a qu'une quantité capable de saturer l'hydrogène de l'ammoniaque, il y a un résidu de gaz azote, après la condensation de l'eau formée. Quand on le mêle avec du gaz oxigène, et qu'on enflamme le mélange, il se fait une légère détonation.

L'oxide de carbone, à une haute température, décompose aussi ce gaz.

On met de l'oxide de carbone dans un tube de porcelaine, on le fait traverser un fourneau; on y adapte un appareil pour dégager le gaz ammoniac; et l'on fait rougir le tube. Il se forme un acide composé d'azote, d'hydrogène et de carbone. (Voyez *acide prussique.*)

L'eau absorbe promptement le gaz ammoniac, c'est ce qui constitue l'ammoniaque liquide.

A cet effet, on fait passer sous une cloche remplie de ca

gaz, soit de l'eau, soit une éponge mouillée : de quelque manière qu'on fasse cette expérience, il y a absorption, le gaz se dissout dans l'eau, et le mercure remonte en entier dans la cloche si le gaz est pur. Si l'on entoure le vase de glace, l'eau en dissout une plus grande quantité.

Si on lui présente l'eau à l'état de glace, elle se fond sur-le-champ, et produit du froid ; le contraire arrive avec l'eau liquide. L'eau, en se chargeant de l'ammoniaque, en dissout plus que la moitié de son poids. Six livres d'eau, par exemple, saturée au *maximum*, donnent neuf livres et demie d'ammoniaque. Dans cet état, l'ammoniaque liquide peut marquer 28 degrés, aréomètre de *Baumé* pour l'alcool, tandis que celle du commerce surpasse rarement 23 degrés.

La pesanteur spécifique de l'ammoniaque liquide la plus concentrée est de 8950, celle de l'eau étant 10,000.

On peut l'obtenir sous forme preque solide, ou au moins, comme l'ont prouvé *Guyton-Morveau*, *Fourcroy* et *Vauquelin*, d'une consistance de gelée opaque, à la température de 32 degrés — o.

L'ammoniaque liquide est plus légère que l'eau, transparente, d'une odeur vive et pénétrante, d'une saveur âcre et presque caustique ; elle irrite la peau, l'enflamme, et lui donne une couleur rouge.

Elle verdit l'infusion de violettes, et brunit le papier teint avec le curcuma.

Si l'on chauffe l'ammoniaque liquide, le calorique en dégage l'ammoniaque à l'état de gaz.

L'ammoniaque liquide ne forme point de combinaison particulière avec les corps combustibles ; mais si l'on distille un mélange de muriate d'ammoniaque, de chaux et de soufre, on obtient un composé connu autrefois sous le

nom de *liqueur fumante de Boyle*, et que M. *Berthollet* a nommé *sulfure hydrogéné d'ammoniaque.* (*Voyez* l'article *sulfure.*)

L'ammoniaque liquide ou gazeuse s'unit aux acides pour former des sels, dont quelques-uns ne cristallisent point. (*Voyez sels ammoniacaux.*)

Quant à la nature de l'ammoniaque, M. *Priestley* s'est aperçu le premier, qu'en faisant passer l'étincelle électrique à travers le gaz ammoniac, il se convertissait en gaz hydrogène; d'où il conclut que l'hydrogène devait être un de ses élémens. M. *Berthollet* fit ensuite connaître l'autre principe, et c'est à ses expériences que nous devons la connaissance de la nature intime de l'ammoniaque.

Les expériences qui prouvent cette décomposition, sont:

1°. On mêle deux parties de gaz acide muriatique oxigéné, avec une partie en mesure de gaz ammoniac, dans une cloche, au-dessus du mercure. Dès que ces deux corps sont en contact, il se produit une fumée blanche, très-épaisse, accompagnée d'une lumière jaunâtre : les deux gaz diminuent de volume, il en reste à peine le tiers; il se forme une portion de matière solide, qui s'attache aux parois de la cloche, et qui est du muriate d'ammoniaque : le gaz qui reste n'a point d'odeur comme l'ammoniaque, ni de couleur comme l'acide muriatique; il ne se dissout plus dans l'eau, et n'entretient point la combustion; c'est donc du véritable gaz azote. On remarque aussi qu'il se forme un liquide clair et transparent, condensé sur les parois du vase, et qui n'est que de l'eau, dans laquelle il y a une certaine quantité de muriate d'ammoniaque en dissolution.

2°. On fait passer à travers de l'ammoniaque liquide,

ou dissoute dans l'eau, du gaz acide muriatique oxigéné. Il se produit sur-le-champ, au milieu de la liqueur, une fumée blanche et une multitude de petites bulles de fluide élastique, qui s'élèvent à la surface, et que l'on rassemble dans une cloche remplie d'eau, par le moyen d'un tube communiquant au flacon qui contient l'ammoniaque. Ce gaz est parfaitement semblable à celui qui est resté dans l'expérience précédente. Ce procédé peut être employé avec succès pour se procurer du gaz azote très-pur.

3°. On remplit un tube de verre de trente-deux pouces, jusqu'à environ trente pouces, d'acide muriatique oxigéné, on achève de le remplir avec de l'ammoniaque liquide, et on le renverse dans une soucoupe pleine d'eau : alors l'ammoniaque, par sa légèreté, traverse l'acide muriatique oxigéné; mais en le parcourant ainsi, il se produit une effervescence rapide. Le fluide élastique qui l'occasionne, se rassemble à la partie supérieure du tube, et une partie de la liqueur sort du tube, se répand dans la jatte; le gaz qui se développe est encore semblable au précédent.

4°. On fait passer du gaz ammoniac sur de l'oxide de manganèse réduit en poudre et rougi dans un tube de porcelaine, et communiquant par un tube à une bouteille vide, plongée dans la glace; bientôt il se produit des vapeurs rouges très-abondantes, auxquelles succèdent des vapeurs blanches, qui se condensent dans l'intérieur de la bouteille en un liquide blanc, transparent, qui a une saveur salée, piquante : on distille jusqu'à siccité ce liquide à une chaleur douce; le produit est sans saveur, sans odeur sensible; c'est de l'eau. Ce qui reste dans la cornue a une couleur blanche, fuse sur les charbons, s'enflamme sur un tesson rougi, et produit des vapeurs d'acide nitrique par

l'addition de l'acide sulfurique, et de l'ammoniaque par la chaux ; c'est donc du nitrate d'ammoniaque. L'oxide noir de manganèse a changé de couleur ; il est alors d'un brun pâle, et ne donne plus de gaz oxigène par l'action du feu.

5° On fait passer du gaz ammoniac à travers un tube de porcelaine chauffé au rouge-blanc, disposé de manière à recueillir le gaz sous une cloche remplie d'eau ; l'ammoniaque qui pourrait passer sans le décomposer, s'y dissout, et la cloche se remplit d'un fluide élastique, insoluble, que l'on trouve composé de gaze hydrogène et de gaz azote. Si l'on mele ces fluides élastiques avec du gaz oxigène, et qu'on les fasse détonner dans l'endiomètre *de Volta*, il reste du gaz azote. On pourrait, par ce moyen, déterminer les quantités respectives des deux principes de l'ammoniaque. Cette expérience est importante pour la fabrication de l'ammoniaque; on a remarqué qu'on obtient beaucoup moins d'ammoniaque, quand le cylindre de fer est très-rouge.

Il est évident que dans ces expériences, l'ammoniaque se décompose ; que dans les trois premières, un de ses principes seulement, l'azote, mis à nu, s'est dégagé sous la forme de gaz, et que l'acide muriatique oxigéné perd son oxigène, qui se combine avec l'autre principe de l'ammoniaque, l'hydrogène, pour former de l'eau, il reste du muriate d'ammoniaque ordinaire ; que, dans la quatrième, il se forme de l'acide nitrique et de l'eau, et que l'oxide de manganèse est désoxigéné, puisqu'il ne fournit plus ensuite de gaz oxigène par le feu. Il est facile alors de concevoir que l'ammoniaque est composée d'hydrogène et d'azote.

On peut encore décomposer l'ammoniaque par l'oxide de cuivre; dans ce cas, on revivifie l'oxide métallique par le moyen de l'ammoniaque : c'est ce que *M. Berthollet*

éprouvé sur cet oxide combiné avec l'ammoniaque, et poussé au feu à l'appareil pneumato-chimique.

A cette analyse de l'ammoniaque, on peut joindre la synthèse, en décomposant simultanément, par le procédé de M. *Guyton-Morveau*, l'acide nitrique et l'eau, à l'aide de l'étain, du zinc, du fer, etc., alors il se forme du nitrate d'ammoniaque, qui provient de la réunion de l'azote de l'acide nitrique décomposé, et de l'hydrogène de l'eau, également décomposé par les métaux. Jamais l'ammoniaque ne se trouve libre dans cette opération, parce qu'à mesure qu'elle est formée, elle s'unit à la portion d'acide nitrique, non encore décomposé, et arrête même la décomposition.

On peut encore, suivant *Austin*, obtenir de l'ammoniaque par un autre procédé. On fait passer du gaz azote dans une cloche remplie de mercure, et on y ajoute de la limaille de fer délayée dans l'eau; alors le fer décompose l'eau et l'oxide, l'hydrogène, devenu libre, s'unit à l'azote, et forme de l'ammoniaque.

On voit donc par là, que toutes les fois que ces deux fluides se trouvent dans des proportions convenables, il y a de l'ammoniaque formée; comme cela a lieu dans le traitement des matières animales par le calorique, par la putréfaction, par les alcalis caustiques, etc.

M. *Davy* ayant annoncé que l'ammoniaque contenait 20 pour 100 d'oxigène, M. *Berthollet* fils a répété, par des moyens plus directs, l'analyse faite par M. *Davy*. Il a déterminé l'expansion que reçoit le gaz ammoniac, lorsque, par l'effet de la commotion électrique longtems répétée, ses élémens ont repris l'élasticité qui leur est

naturelle. L'analyse du mélange gazeux, qui est le résultat de cette opération, a appris ensuite la nature et la proportion des substances qui le composent. La moyenne d'un grand nombre d'expériences indique que lorsque l'ammoniaque est décomposée par le fluide électrique, son volume augmente dans le rapport de 100 à 204, et que le gaz ainsi formé, est composé de 755 d'hydrogène, et 0,50 litres d'azote. Or, des nombres rapportés dans le Mémoire de MM. *Biot* et *Arrago*, sur le pouvoir refringent des gaz, on déduit qu'à 0 de température, sous une pression de 0,76 mètres, le litre de gaz hydrogène pèse 0,095 grammes, le litre d'azote 1,259 grammes, et le litre d'ammoniaque 0,775 grammes : ainsi la somme du poids d'hydrogène et d'azote, extrait de 0,775 grammes d'ammoniaque, est 0,776 grammes, ce qui donne pour les proportions de l'ammoniaque, exprimées en poids, 18,87 d'hydrogène, 81,13 d'azote.

L'auteur tire de là cette conséquence :

L'ammoniaque est composée d'hydrogène et d'azote, et l'on ne peut y trouver d'oxigène, à moins que, par des procédés inconnus jusqu'ici, on ne parvienne à en extraire des gaz, qu'on a toujours regardés comme l'azote et l'hydrogène purs.

Le gaz recueilli en décomposant l'ammoniaque dans un tube de porcelaine incandescent, contient les mêmes proportions d'hydrogène et d'azote que le précédent, dans une expérience de ce genre, où l'on a décomposé 20 litres de gaz ammoniac avec toutes les précautions nécessaires pour condenser l'eau qui devait se former, si l'ammoniaque contenait [illegible] d'oxigène, on n'en a point obtenu. La décomposition par l'étincelle électrique ne

laisse apercevoir aucune trace d'humidité ni d'oxidation, lorsqu'on emploie un excitateur de fer, et cependant l'un ou l'autre de ces effets serait infailliblement produit, s'il y avait de l'oxigène dans l'ammoniaque.

M. *Berzelius*, en faisant chauffer dans une cornue remplie de gaz hydrogène desséché, un mélange de muriate d'ammoniaque et d'amalgame de *potassium*, a vu se former dans la voûte de la cornue, une matière de consistance butireuse, qu'il suppose être la base de l'ammoniaque. Selon lui, l'ammoniaque serait composée de base 52,714, oxigène 47,286. (Voyez *Annales de Chimie*, tom. 80, pag. 252.)

L'ammoniaque est un des réactifs les plus usités dans les laboratoires. On s'en sert en médecine, soit pure, soit combinée avec d'autres substances.

CHAPITRE IX.

Méthode d'Analyse pour connaître la composition des Pierres.

On sait que les corps agissent avec d'autant plus d'énergie les uns sur les autres, que leurs parties sont plus divisées; et si cette disposition est nécessaire, dans presque tous les cas, pour opérer des combinaisons chimiques, elle devient indispensable dans celui-ci, où l'on a souvent à faire à des corps qui réunissent à une dureté considérable, une résistance très-forte à l'action des menstrues. La pulvérisation est donc le premier travail qui doit accompagner l'artiste, et quoique mécanique, il exige des précautions assez grandes.

Quoiqu'une pierre soit très-dure, cependant elle serait rayée par plusieurs substances, si, avant de les broyer, on ne leur faisait éprouver un commencement de division. Pour cela on les fait rougir très-fortement dans un creuset, et on les projette, blanches de feu, dans l'eau froide; cette alternative subite les étonne et les éclate dans tous les sens. Si, par cette première opération, elles ne sont pas divisées en fragmens assez petits, on les remet, encore humides, dans le creuset bien rouge; et ainsi, par des passages successifs du chaud au froid, *et vice versâ*, on parvient à les atténuer suffisamment, pour être ensuite

soumises à la pulvérisation : pour ne pas rayer trop fortement le mortier de silex, on commence par concasser les fragmens obtenus par l'opération précédente, dans un mortier d'acier trempé et poli, dont la concavité presque cylindrique doit être remplie par le pilon, afin qu'il ne puisse rien s'échapper. On broie ensuite grossièrement la matière dans le mortier de silex, en ayant soin de le recouvrir d'une feuille de papier percée au milieu pour le passage du pilon, et de le placer sur une autre feuille de papier, pour que, s'il sautait quelques parties de la matière, elles ne fussent pas perdues. Lorsqu'on a ainsi pulvérisé grossièrement le corps qu'on veut analyser, on prend une quantité exactement pesée (5 grammes, par exemple), dont on achève la pulvérisation par petites parties qui ne doivent pas excéder un demi-gramme. Cette manière de pulvériser est plus prompte et plus exacte que si l'on opérait sur de plus grandes quantités, parce que les parties de la matière se trouvant immédiatement entre le mortier et le pilon, ne peuvent échapper à leur action, en glissant les unes sur les autres, comme dans le cas contraire.

On reconnaît que la pulvérisation est à son *maximum*, lorsque la matière est douce au doigt, qu'elle se pelote, et fait, en quelque sorte, pâte sous le pilon.

Cette opération achevée, on pèse la poussière, pour savoir si elle a augmenté de poids, comme cela arrive presque toujours; l'accroissement de poids avertit suffisamment de la nécessité de connaître, par une analyse préliminaire, la nature de son mortier, pour pouvoir distinguer ses principes et leurs proportions de ceux de la pierre. On emploie aussi avec avantage, pour la division des pierres, l'eau qui,

en soutenant suspendues pendant quelque tems les parties les plus fines, laisse précipiter celles qui sont grossières, et permet par là de les soumettre de nouveau à la pulvérisation.

Les vases dans lesquels on expose les pierres à l'action des menstrues, méritent aussi quelques considérations importantes, car, il est évident que s'ils étaient attaqués en même tems que le corps à analyser, les résultats de l'opération se compliqueraient de manière qu'il serait souvent impossible de démêler ce qui appartiendrait à chacun d'eux; de là il suit qu'il ne faut pas employer des creusets de terre pour traiter les pierres par les alcalis, ni les acides.

Un creuset d'argent fin, forgé, muni de son couvercle et d'une spatule de la même matière, peut servir au traitement des pierres dures par la potasse caustique; mais il exige beaucoup de ménagement dans l'administration de la chaleur qui le fondrait indubitablement, si elle était poussée à un trop haut degré. Un creuset de platine réunit toutes les qualités desirables pour cet effet; il résiste à-la-fois à la force du feu et à l'action des réactifs qu'on a coutume d'employer pour ces sortes d'analyses. Sa contenance doit etre d'environ 15 centilitres, son épaisseur d'un millimètre dans son contour, et de deux à son fond, et ayant un couvercle de la meme matière, auquel on fixe trois petites pointes pour l'empêcher de glisser de dessus le creuset; il est utile aussi d'avoir une spatule de platine, d'un décimètre de long, pour remuer les matières en fusion.

Quant aux autres instrumens qui servent aux dissolutions, évaporations, dessications, précipitations, etc., ils

doivent être de verre ou de porcelaine. Ces derniers ont sur les autres l'avantage de pouvoir supporter un plus haut degré de chaleur sans se briser, et d'etre conséquemment plus économiques. Les capsules de porcelaine dont on se sert, sont des sections de sphères, vernies en dedans et en dehors, à l'exception du fond qui a le contact le plus immédiat de la chaleur.

Le papier qu'on emploie pour filtrer les liqueurs et recueillir les matières qui y sont suspendues, doit être très-fin et sans colle, tel est celui que l'on connait sous le nom de *papier-joseph;* sa surface lisse et polie permet de ramasser plus facilement les matières qui y sont répandues, et ne contient presque rien d'étranger à la matière végétale.

Un filtre de ce papier, de huit centimètres de diamètre inciméré dans un creuset d'argent, n'a laissé pour résidu qu'environ douze milligrammes de matière siliceuse, ce qui fait tout au plus les neuf millièmes de son poids; car un filtre de cette dimension pèse ordinairement un gramme et un quart.

Les agens qui servent à l'analyse des pierres, n'exigent pas moins de soin; on conçoit que c'est effectivement de leur pureté parfaite que dépend toute l'exactitude des opérations : ceux qu'on emploie le plus communément sont les alcalis, les acides sulfurique, nitrique et muriatique, et quelques sels. (*Voyez* ces articles, pour leurs préparations et la manière de les purifier.)

De l'Analyse proprement dite.

Lorsque les instrumens et les matières nécessaires à l'analyse des pierres ont été préparés comme il convient,

on commence le travail; mais avant d'entrer dans les détails qu'il exige, il est à propos de parler du nombre des terres qu'on a trouvées dans la composition d'une seule pierre, et de celles qui se rencontrent le plus souvent ensemble.

Quoiqu'il soit possible que toutes les terres puissent entrer dans la composition d'une seule pierre, l'on peut au moins soupçonner, d'après ce que l'on connaît déja, que le cas doit être très-rare; il est vraisemblable que s'il avait lieu quelquefois, on en aurait trouvé des exemples dans le nombre considérable de fossiles soumis jusqu'ici à l'essai.

Le cas le plus compliqué qu'on ait encore observé dans une véritable combinaison terreuse, c'est celui où il y a quatre terres, auxquelles sont souvent joints un ou plusieurs oxides métalliques, qui n'y paraissent que mélangés et accidentels.

Celles de ces terres, le plus communément réunies ensemble, sont la silice, l'alumine, la chaux et la magnésie; et presque partout où il y a de l'alumine, se trouve en même tems quelque oxide métallique. La silice et l'alumine se trouvent quelquefois pures et isolées dans la nature; elles sont réunies dans les topazes; la silice est unie à la magnésie dans le péridot; l'alumine est combinée à la même terre dans le rubis; la silice, l'alumine et la chaux entrent dans la composition du grenat; à ces trois terres se joint la magnésie dans le pech-stein de Méuilmontant, le talc, etc.; la glucine se trouve associée à la silice, l'alumine et la chaux dans l'émeraude et le béril; la zircone compose, avec la silice, le jargon et les hyacinthes de Ceylan.

Il y a souvent avec les terres, dans la composition des fossiles terreux, des oxides métalliques qui leur communiquent leurs couleurs; ceux qu'on y rencontre le plus communément, sont l'oxide de fer, de manganèse, de chrôme, de nickel et de cuivre, auxquels il faut avoir égard pour les moyens analytiques à employer.

De la fusion des pierres par la potasse.

A. Les pierres dont le rapprochement ou la nature des parties s'oppose à l'action des acides, sont traitées ordinairement par les alcalis caustiques. Pour cela, on prend communément cinq grammes un tiers, ou cent grains de la pierre subtilement broyée, et on la fait rougir dans un creuset de platine ou d'argent, avec seize grammes de potasse caustique, en ayant soin d'ajouter un peu d'eau, pour que la potasse, en se dissolvant aux premiers degrés de chaleur, pénètre facilement et également toutes les parties de la pierre, et qu'aucune n'échappe à son action; mais, dans ce cas, il faut chauffer doucement et remuer continuellement, pour éviter que la potasse, en se boursouflant lorsqu'elle vient à s'épaissir, ne sorte avec la pierre hors du creuset. Lorsque toute l'humidité est dissipée, et qu'il n'y a plus de gonflement, une demi-heure ou trois quarts-d'heure d'un bon feu, sont suffisans pour que la pierre soit complettement attaquée.

Il se présente souvent, pendant et après la fusion, des phénomènes qui annoncent quelle est la nature dominante de la pierre, et mettent l'artiste sur la voie qu'il faut

prendre pour l'analyse. Ces signes sont les degrés de fusion plus ou moins complette, et la couleur qu'a prise la matière par cette opération.

Si le mélange a présenté une fonte liquide, on peut être certain que la silice domine dans le fossile; si, au contraire, la fonte, malgré la chaleur, est restée pâteuse et opaque, à coup sûr, les autres terres surabondent : enfin, si la matière reste sous la forme d'une poussière grumeleuse dont le volume ait beaucoup augmenté, c'est un signe de la prédominance de l'alumine; c'est ce qui arrive avec le rubis, le saphir, les topazes, et en général, avec toutes les pierres alumineuses.

Si la matière a une couleur vert-sombre ou brunâtre, c'est assez ordinairement l'annonce de la présence de l'oxide de fer, la couleur vert-d'herbe clair, est une preuve certaine de l'existence du manganèse, sur-tout si elle se communique à l'eau dans laquelle on délaie la matière; la couleur jaune-verdâtre, ou merde-d'oie, indique assez sûrement l'oxide de chrôme.

Le creuset retiré du feu, on le place, après l'avoir nettoyé à l'extérieur, dans une capsule de porcelaine, et on le remplit d'eau, qu'on renouvelle de tems en tems, jusqu'à ce que la matière qu'il contient soit entièrement détachée.

Ici, l'eau dissout une partie de la combinaison de la potasse avec la silice et l'alumine, si ces deux terres existent dans la pierre, et elle en dissoudrait même la totalité, si elle était en quantité suffisante.

On dissout ensuite la matière ainsi délayée, par de l'acide muriatique. On remarque, au commencement de la dissolution, une précipitation très-abondante de matière

floconneuse, qui était tenue en dissolution par l'alcali dont s'empare l'acide; ensuite, une effervescence due à la décomposition du carbonate alcalin, formé pendant et après la fusion, et la redissolution simultanée du précipité formé; enfin, la dissolution de la portion de matière non dissoute dans l'eau, et qui était restée au fond sous la forme de poussière, laquelle, si elle n'est formée que de silice et d'alumine, ne produit aucune effervescence, et en occasionne une plus ou moins vive, si elle contient de la chaux.

Si la liqueur prend une couleur rouge-rose par la dissolution de la matière dans l'acide muriatique, c'est une seconde preuve de la présence de l'oxide de manganèse: la couleur rouge-orangé dépend du fer, et la couleur jaune d'or dépend du chrôme. La blancheur de la dissolution annonce que la pierre ne contient point d'oxide métallique, ou n'en contient que très-peu.

Lorsque la dissolution de la matière est complette, on la fait évaporer à siccité sur un bain de sable, dans une capsule de porcelaine couverte d'un papier, pour éviter l'accès des corps étrangers; mais s'il reste quelque chose qui ne veuille pas se dissoudre, malgré l'excès d'acide et l'aide de la chaleur, cela démontre que la totalité de la pierre n'a pas été attaquée; alors, il faut filtrer et refondre ce résidu comme auparavant, ou le mettre pour le déduire de la somme de matière employée.

Lorsque l'évaporation arrive vers sa fin, la liqueur se prend en gelée, et c'est le moment où il faut remuer continuellement la matière avec un pilon de verre ou de porcelaine, pour faciliter le dégagement des dernières portions d'eau et d'acide, et, pour qu'en mettant alternative-

ment toutes les parties de la matière en contact avec l'air et les parois de la capsule, les unes ne soient pas trop desséchées et les autres pas assez.

Sans cette précaution indispensable, on courrait les risques d'avoir dans la silice une portion inconnue d'alumine abandonnée par l'acide, et parmi l'alumine, de la silice retenue en dissolution par l'acide qui n'aurait point eu assez de chaleur pour être séparé, à la vérité si les quantités de chacune de ces terres étaient égales, cela n'apporterait aucun changement dans les proportions; mais on conçoit que ce cas doit être extrêmement rare.

B. Lorsqu'à l'aide d'une chaleur douce, on a réduit la matière en poudre presque sèche, on l'étend d'une grande quantité d'eau distillée; et, après avoir fait chauffer légèrement, on jette le tout sur un filtre, on lave la poudre restée sur le papier, jusqu'à ce que les dernières portions d'eau ne précipitent plus la dissolution d'argent. Cette poussière est la silice; elle doit être d'abord séchée entre des papiers brouillards sur un poële ou dans une étuve, rougie ensuite dans un creuset de platine, et pesée encore chaude. Cette substance doit être blanche, en poudre fine, ne s'attachant point aux doigts, entièrement insoluble dans les acides; si elle était colorée, elle contiendrait quelques traces d'oxide métallique, et ce serait une preuve que la chaleur aurait été trop forte vers la fin de l'évaporation. Pour la dépouiller de cet oxide métallique, il faudrait la faire bouillir avec un acide un peu concentré, la laver et la sécher comme la première fois. D'une part, on réunit la dissolution de cet oxide métallique avec la liqueur qui contient tous les autres principes, parce qu'elle peut en même tems contenir de l'alumine.

C. La dissolution (*A*) doit être réduite par l'évaporation, sous le volume d'environ un demi-litre, et précipitée ensuite complettement par une solution de carbonate de potasse ordinaire; il est bon de faire bouillir quelques instans, afin qu'il ne reste rien de ce qui appartient à la pierre en dissolution dans la liqueur. On laisse rassembler le dépôt, et, après avoir décanté le liquide, on le remplace par un peu d'eau, et on met le tout sur un filtre. Lorsque l'eau est écoulée, on place le filtre sur quelques doubles de papier-joseph, pour que la matière s'égoutte et prenne un peu plus de consistance. On la recueille ensuite avec un couteau d'ivoire, et on la fait bouillir avec une dissolution de potasse caustique dans une capsule de porcelaine. Si cette matière contient de l'alumine ou de la glucine, elle sera dissoute; et les autres terres, ainsi que les oxides métalliques, ne le seront pas. On se sert communément de l'ammoniaque pour précipiter l'alumine avec les oxides métalliques; mais ce réactif a l'inconvénient de précipiter en même tems une portion de chaux quand il s'y en trouve, à cause de l'affinité qu'exerce sur elle l'alumine, et cette nouvelle combinaison a la propriété de se dissoudre dans la potasse, lorsqu'on vient à séparer l'alumine des oxides métalliques, ce qui peut causer une erreur assez considérable.

L'ammoniaque qui ne précipite point la magnésie quand sa dissolution contient un excès d'acide suffisant, ou qui ne la précipite qu'en partie de ses dissolutions neutres, la sépare entièrement de ses dissolvans, lorsqu'il y a en même tems de l'alumine en dissolution, par la même raison qu'elle précipite la chaux, tandis que, quand toutes ces terres sont précipitées par un carbonate alcalin, elles

s'unissent de préférence à l'acide carbonique qui s'oppose à toute combinaison particulière entre elles, et l'alumine et la glucine, s'il y en a, se dissolvent seules dans la potasse caustique.

D. La dissolution de l'alumine dans la potasse (*C*) doit être sursaturée par un acide; c'est-à-dire, qu'on en ajoute assez pour saturer l'alcali et reprendre l alumine séparée. On mêle à cette dissolution du carbonate d'ammoniaque, dont on met une surabondance sensible à l'odorat : par ce moyen, l'alumine sera entièrement précipitée sous la forme de flocons blancs, et la glucine complettement dissoute, si la quantité de carbonate d'ammoniaque est suffisante. On peut aussi précipiter l'alumine par le muriate d'ammoniaque.

On filtre la liqueur pour recueillir sur le papier l'alumine précipitée qu'on lave ensuite avec de l'eau distillée · on la fait calciner et on la pèse. On reconnait que c'est de l'alumine, si, après l'avoir dissoute dans l'acide sulfurique, et mêlé à sa dissolution une quantité suffisante de sulfate de potasse, elle se convertit entièrement en alun.

La glucine s'obtient en faisant bouillir pendant quelque tems la liqueur (*B*) dont l'alumine a été séparée : si elle contient des traces plus ou moins abondantes de cette terre, elle se trouble et dépose une poussière grenue, volumineuse et conséquemment légère, dont on prend le poids après la calcination.

E. Si, après l'action de la potasse, il y avait un résidu, il pourrait être formé de chaux, de magnésie et d'un ou plusieurs oxides métalliques, ceux de zinc et d'étain exceptés; car ils sont solubles dans la potasse caustique; mais ils ne se rencontrent presque jamais dans les pierres.

En supposant que ces différentes matières existassent dans le résidu, il faudrait le traiter avec l'acide sulfurique étendu, jusqu'à ce qu'il ne se produisît plus d'effervescence. On fait ensuite évaporer à siccité, afin de chasser l'excès d'acide qu'on pourrait y avoir mis, et on délaie ensuite la matière dans une petite quantité d'eau. Les sulfates métalliques, ainsi que celui de magnésie, se dissolvent, et le sulfate de chaux, presqu'insoluble, reste à l'état solide. Après l'avoir fait rougir fortement dans un creuset, son poids fait connaître la quantité de chaux : ainsi calciné, il est composé de 41 de chaux et de 59 d'acide sulfurique.

F. Les autres matières, dissoutes par l'acide sulfurique, pourraient être de la magnésie, des oxides de fer, de manganèse, de chrôme et de nickel, les seuls qu'on ait rencontrés dans les pierres, et presque jamais ensemble. Pour séparer ces substances les unes des autres, il faut étendre leur dissolution d'une grande quantité d'eau, y ajouter un léger excès d'acide, et y verser ensuite une dissolution de carbonate de potasse, saturée d'acide carbonique, par-là, l'oxide de fer est précipité, tandis que la magnésie et l'oxide de manganèse resteront en dissolution dans l'acide carbonique.

On séparera l'oxide de manganèse de la magnésie, en mettant dans leur dissolution de l'hydro-sulfure bien saturé d'hydrogène sulfuré; le manganèse sera précipité à l'état d'hydro-sulfure, et la magnésie restera en dissolution. On pourra ensuite séparer la magnésie par un alcali caustique, et en prendre le poids après l'avoir lavée et rougie. Pour connaître le poids du manganèse, il faut le calciner avec le contact de l'air, pour en chasser l'hydrogène sulfuré. Le manganèse est reconnaissable par la couleur brune - noi-

râtre qu'il prend par la calcination, par la production d'acide muriatique oxigéné avec l'acide muriatique ordinaire, et par la couleur violette qu'il communique au borax par la fusion.

H. Il reste maintenant à séparer les oxides de chrôme, de fer et de nickel, on y parvient en les faisant bouillir avec de l'acide nitrique à plusieurs reprises, afin d'acidifier l'oxide de chrôme, et l'on traite ensuite leur mélange par la potasse caustique, que l'on fait chauffer pendant quelques instans avec lui; on étend l'eau, on décante la liqueur, et on lave jusqu'à ce que l'eau n'enlève plus rien. Si l'on veut ensuite convertir l'acide chrômique en oxide, on sature sa dissolution dans la potasse par l'acide muriatique qu'on met en excès; on fait évaporer de nouveau jusqu'à ce que la liqueur ait pris une couleur verte; alors, en précipitant par un alcali caustique, on a l'oxide de chrôme, parce que l'acide muriatique lui aura enlevé la portion d'oxigène qui le constituait acide chrômique.

L'oxide de chrôme se fera reconnaître, 1°. par sa couleur verte qu'il communique au borax; 2°. par son acidification par l'acide nitrique; 3°. par la couleur rouge qu'il prend après cette conversion; 4°. par sa combinaison avec la potasse, qui précipite le plomb en jaune, le mercure en rouge-rosé, et l'argent en rouge-carmin.

J. Quant aux oxides de fer et de nickel, on les dissout dans l'acide muriatique, et on y met de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible à l'odorat. Cette substance alcaline ayant la propriété de dissoudre l'oxide de nickel, et de prendre par-là une couleur bleue particulière, laissera précipiter l'oxide de fer qui sera lavé, séché et

pesé. On obtient l'oxide de nickel par l'évaporation de l'ammoniaque qui le tient en dissolution.

Cet oxide métallique est facile à distinguer de tous les autres par sa couleur vert-pomme, sa dissolubilité dans l'ammoniaque, auquel il communique une couleur bleue tirant sur le pourpre, et par la couleur d'hyacinthe qu'il donne au borax.

Il est inutile d'indiquer des caractères pour reconnaître la présence du fer : ses propriétés sont trop connues de ceux même qui commencent l'étude de la chimie.

On a supposé, dans la pierre dont on vient d'exposer les moyens d'analyse, un beaucoup plus grand nombre de substances qu'il ne s'en trouve ordinairement dans chaque espèce de ces minéraux ; mais on l'a fait à dessein pour éviter les redites, et n'être pas obligé de revenir à plusieurs reprises sur chacune d'elles.

Lorsqu'on a séparé, par les moyens qui ont été détaillés plus haut, les différens principes contenus dans une pierre, qu'on les a bien purifiés, lavés et séchés, l'on réunit leurs poids respectifs, et l'on en forme un total que l'on compare à la somme de matière employée. Si ce total de poids égale, ou ne diffère de la quantité de la substance analysée que de 4 à 5 centièmes, on peut être sûr que l'analyse a été bien faite ; mais si la perte est plus considérable, c'est une preuve qu'une portion d'un ou de plusieurs des principes a été perdue, et il faut alors la recommencer. Si, malgré l'exactitude et l'attention qu'on doit apporter à ces sortes de travaux, on éprouve une seconde fois le même déficit, c'est une marque certaine que la pierre contient quelques substances volatiles ou solubles dans l'eau ; alors il faut la

traiter par une autre voie, pour découvrir ce principe et reconnaître sa nature.

On commence par concasser la pierre en très-petits morceaux ; on la fait rougir ensuite, le plus fortement qu'il est possible, dans une cornue de porcelaine munie d'un récipient : si elle contient de l'eau de cristallisation, ou tout autre corps volatil, il s'arrêtera dans le récipient, et l'on en recherchera le poids et la nature. Mais si la pierre n'éprouve point de perte par cette opération, ou si elle n'en éprouve qu'une éloignée de celle que l'on a eue par l'analyse, il sera vraisemblable qu'elle contiendra une substance soluble dans l'eau.

Comme la potasse se trouve dans un grand nombre de pierres ; on peut soupçonner avec assez de vraisemblance, quand on a eu une certaine perte, que c'est cette substance alcaline qui en est la cause : alors il faut, après avoir pulvérisé la pierre d'une manière impalpable, la faire bouillir à plusieurs reprises dans un creuset de platine, avec cinq à six fois son poids d'acide sulfurique très-concentré et très-pur. Il faut pousser la chaleur un peu fortement sur la fin de l'opération, pour chasser l'excès d'acide, en prenant garde cependant qu'elle ne soit capable de décomposer les sels qu'on a formés avec les parties de la pierre qui en sont susceptibles.

Alors on délaie la matière dans l'eau bouillante ; on lave le résidu jusqu'à ce qu'il n'ait plus de saveur, et après avoir filtré la liqueur, on la fait évaporer jusqu'à siccité, afin d'en séparer les restes d'acide qui pourraient s'y trouver encore, et qui auraient pu échapper à la première dessication.

La matière ayant été desséchée, comme il vient d'être dit, on délaie dans l'eau, avec laquelle on la fait bouillir pendant quelques minutes; on filtre ensuite la liqueur, et on la fait évaporer jusqu'au point qui paraît le plus convenable à la cristallisation. Si la pierre dont il s'agit, contient de la potasse et en même tems de l'alumine, la liqueur ci-dessus fournira indubitablement une quantité d'alun relative à celle de l'alcali, et on connaîtra à très-peu près la proportion de ce dernier en prenant le dixième de la somme de l'alun obtenu. Mais il pourrait arriver que cette pierre ne contînt pas assez d'alumine pour saturer toute la potasse, et donner la quantité d'alun dont elle serait susceptible. Dans ce cas, il faudrait mêler à la liqueur, une certaine quantité d'alumine pure, dissoute dans l'acide sulfurique : alors, s'il reste encore de la potasse, elle s'unira au sulfate d'alumine, et déterminera la cristallisation d'une nouvelle quantité d'alun.

Une observation à laquelle il faut toujours avoir égard, c'est qu'on ne doit jamais se hâter de conclure qu'il n'y a pas de potasse dans un fossile, parce qu'il ne s'est pas présenté d'alun aussitôt que la liqueur suffisamment évaporée est refroidie; car ce n'est souvent qu'au bout de plusieurs jours, et même quelquefois après plusieurs semaines, que ce sel paraît, sur-tout quand il n'existe qu'en petite quantité.

Il arrive aussi, et c'est le cas le plus commun, que l'alumine des fossiles surpasse de beaucoup la quantité de potasse qui y existe en même tems, et qu'il reste dans la liqueur une grande quantité de sulfate d'alumine simple, qui, par une évaporation poussée trop loin, donne au liquide une densité qui empêche l'alun de cristalliser,

en opposant à la réunion de ses molécules une trop grande résistance.

Il faut avoir l'attention, lorsqu'on abandonne à la cristallisation la liqueur évaporée, pour en obtenir l'alun, de la couvrir soigneusement, afin que la poussière et les vapeurs ammoniacales ne puissent s'y introduire, parce qu'elles ne manqueraient pas d'y former de l'alun, qu'on attribuerait à tort à l'alcali de la pierre. Si l'on veut s'assurer que l'alun obtenu d'une substance quelconque contient véritablement de la potasse, on la dissoudra dans l'eau, on versera dans la dissolution de l'eau de barite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; et, après avoir filtré la liqueur, on fera évaporer jusqu'à siccité : s'il y a, comme cela doit avoir lieu, une portion de barite excédante, elle se sera précipitée, pendant l'évaporation, à l'état de carbonate; et, en redissolvant le résidu dans une petite quantité d'eau, on aura la potasse pure et facile à reconnaître par ses propriétés alcalines, etc. L'on pourra, si l'on veut, la combiner à l'acide nitrique, pour savoir si elle donnera du salpêtre, qui est également facile à distinguer de tous les autres sels.

Si, malgré la perte qu'on aurait éprouvée dans l'analyse d'une pierre par la potasse, on n'obtenait pas d'alun par l'acide sulfurique, il faudrait en rechercher la cause dans d'autres substances, ou dans quelques défauts du procédé. Il se pourrait, par exemple, qu'une pierre contînt de la soude, qui, comme la potasse, occasionnerait une perte dans l'analyse ordinaire, mais qui ne formerait point d'alun comme cette dernière. On pourra s'assurer de l'existence de ce dernier alcali, en décomposant, au moyen de l'ammoniaque, la liqueur obtenue du fossile traité par l'acide

sulfurique, et en calcinant ensuite le sel qui en proviendra, dans un creuset de platine. Le sulfate d'ammoniaque se volatilisera et celui de soude restera : en dissolvant ce sel dans l'eau, on l'obtiendra cristallisé, et facilement reconnaissable dans cet état. Il arrive quelquefois que les pierres qui ont donné un déficit à l'analyse par la potasse, quoique extrêmement divisées, ne se laissent point attaquer par l'acide sulfurique le plus concentré et élevé au degré de l'ébullition; dans ce cas, il faut avoir recours à la soude, qui, comme la potasse, dissout la silice et l'alumine. Ainsi, après avoir décomposé le fossile par cet alcali, on délaie dans l'eau la masse qui en résulte; on la sature ensuite par l'acide sulfurique et l'on fait évaporer la liqueur à siccité; on redissout le résidu dans l'eau, pour en séparer la silice, et on fait évaporer de nouveau. D'abord une partie du sulfate de soude cristallise, comme étant le plus abondant dans la dissolution; l'alun se présente ensuite par une seconde évaporation, si la pierre contient de la potasse et de l'alumine.

Cette méthode a très-bien réussi à M. *Vauquelin*, pour plusieurs pierres qu'il avoit pu entamer par l'acide sulfurique, quoiqu'elles lui eussent donné un grand déficit par l'analyse ordinaire, et qu'elles continssent véritablement de la potasse, ainsi que ce procédé le lui a démontré.

Un caractère qui est encore très-bon pour reconnaître la présence de la potasse dans les minéraux, c'est de mêler à une dissolution un peu concentrée de muriate de platine, le sel obtenu de leur décomposition par un acide quelconque, soit qu'ils aient été traités immédiatement par ses menstrues, soit qu'on les ait attaqués préalablement par la soude; parce que les sels formés par ce dernier

alcali, ne précipitent point les sels de platine. Si le minéral contient de la potasse, il se formera dans le mélange un précipité rouge-rosé, qui est un sel triple composé d'oxide de platine, d'acide muriatique et de potasse.

L'ammoniaque produit, à la vérité, les mêmes effets que la potasse sur la dissolution de platine; mais il est rare que cet alcali se rencontre dans les minéraux, et je ne sache pas qu'on l'y ait encore trouvé, si ce n'est dans les mines d'alun qui ont été calcinées par l'incendie des charbons de terre.

Un moyen plus sûr pour reconnaître la potasse dans un fossile, est de le faire calciner avec le nitrate de barite, et traiter ensuite la masse par l'acide sulfurique. Il se forme un sulfate de potasse soluble dans l'eau, tandis que le sulfate de barite n'est pas soluble dans l'eau. Par la quantité de sulfate de potasse obtenu, on pourrait déterminer la quantité de la potasse.

CHAPITRE X.

Des Phosphures.

Le phosphore est susceptible de s'unir à différentes bases salifiables, et donne naissance à une combinaison qu'on appelle *phosphure*. *Pearson* a le premier fait connaître les phosphures terreux.

Nous ne connaissons que les quatre terres alcalines susceptibles de former cette combinaison ; et si l'on n'est pas encore parvenu à former un phosphure de potasse et de soude, c'est probablement en raison de l'eau que ces alcalis retiennent, que l'affinité ne peut avoir lieu entre ces substances.

Nous ne parlerons donc que des phosphures de magnésie, de chaux, de strontiane et de barite.

La préparation, la théorie et les caractères de ces composés étant les mêmes, nous nous arrêterons plus particulièrement au phosphure de chaux, le plus anciennement connu.

Pour obtenir ce phosphure, on met du phosphore coupé par morceaux, au fond d'un tube de verre fermé par un bout, l'on ajoute par-dessus cinq fois son poids de chaux en poudre ; il est nécessaire de comprimer la chaux dans le tube, afin que l'opération réussisse mieux ; on ferme ensuite l'autre extrémité du tube, et on le termine par un

tube capillaire tiré à la lampe. Alors on chauffe le tube de manière à échauffer la chaux d'abord, ensuite le phosphore; celui-ci fond, se sublime à travers la chaux, et s'y unit promptement. Toute la masse s'aglutine, semble se fondre, se moule sur le verre, forme un composé homogène, d'une couleur grise-brunâtre. On arrête l'opération quand la flamme qui paraît à l'extrémité du tube cesse. Cette flamme résulte de la volatilisation d'un excès de phosphore. (*Voyez*, pour l'appareil, la *décomposition de l'acide carbonique*.)

Le phosphure de chaux n'a point d'odeur; il est moins fusible que ceux de barite et de strontiane. Il s'altère et se brise spontanément à l'air et se convertit graduellement en phosphites.

Projeté dans l'eau il s'y décompose au moment où il la touche; il pétille, fait naître une effervescence; il dégage des bulles de gaz hydrogène phosphoré, qui s'enflamment tout-à-coup dans l'air. C'est à ce gaz qu'est due l'odeur fétide alliacée que répand le phosphure de chaux dès qu'il est humecté. Une portion du même gaz, à mesure qu'il se forme par la décomposition de l'eau, s'unit au phosphure de chaux, et forme un phosphure hydrogéné, de sorte que le phosphure retiré de l'eau, et desséché, donne de la flamme, lorsqu'on y verse de l'acide muriatique concentré, qui en dégage du gaz hydrogène phosphoré. Il suffit que le phosphure de chaux soit simplement humecté par l'air, pour produire, même abondamment, cette flamme par l'addition de l'acide muriatique.

Quand on verse promptement une grande quantité d'eau sur un phosphure, il n'y a pas de dégagement de gaz hydrogène phosphoré. Cette liqueur filtrée est un phosphure de chaux hydrogéné, qui précipite le nitrate d'argent en noir.

La magnésie ne se combine que difficilement avec le phosphore, et en si petite quantité qu'on ne connait pas de phosphure de magnésie.

La strontiane se combine avec le phosphore. Ce phosphure jouit des propriétés analogues à celui de barite, et se prépare de la même manière.

Phosphure de barite. Pour préparer ce phosphure, on peut se servir de l'appareil décrit à l'article de la décomposition de l'acide carbonique par le phosphore. Le composé qui résulte de l'union de ces deux corps, est brunâtre, lumineux dans l'obscurité, d'une odeur forte et fétide lorsqu'on l'humecte, décomposable à l'air, donnant pour l'eau qu'il décompose, du gaz hydrogène phosphoré, et se convertissant peu-à-peu par l'air et par l'eau en phosphate de barite.

La potasse et la soude, comme nous l'avons dit en parlant de ces substances, n'ont pas la faculté de se combiner avec le phosphore; mais elles le disposent à décomposer l'eau, d'où résulte le gaz hydrogène phosphoré, dont les propriétés ont été décrites à l'article du phosphore. Nous nous bornerons donc à décrire ici les procédés que l'on suit, et à en appliquer la théorie.

1°. On met cinq parties de phosphore dans une cornue de verre, avec quinze parties de potasse caustique solide, que l'on a dissoute dans très-peu d'eau; on adapte un tube une fois recourbé, qui plonge dans un flacon à deux tubulures; à l'autre tubulure, on adapte un tube quatre fois recourbé, qui va passer sous une cloche pleine d'eau ou de mercure : après avoir bien lutté l'appareil, on échauffe la cornue. Il n'est pas nécessaire de mettre le tube de sûreté, parce que l'air entrant par ce tube, pour-

rait enflammer le gaz. Il faut avoir soin de bien graduer le feu, pour éviter l'absorption.

2°. Au lieu de se servir d'une cornue on met tout simplement les trois substances, le phosphore, la potasse et un peu d'eau dans une fiole à médecine, munie d'un tube recourbé qui va s'engager sous une cloche remplie de mercure; alors on chauffe jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement du gaz.

La potasse ayant beaucoup d'affinité pour l'acide phosphorique et point pour le phosphore, une partie du phosphore se porte sur l'oxigène de l'eau et forme de l'acide phosphorique qui s'unit à la potasse; une autre partie du phosphore se combine avec l'hydrogène et forme du gaz hydrogène phosphoré. On trouve au fond de la cornue du phosphate de potasse avec excès de base.

On voit donc que la formation de ce gaz repose sur la décomposition de l'eau. En effet, ni la potasse, ni le phosphore, ne peut isolément décomposer l'eau; mais lorsque ces corps sont réunis, l'affinité du phosphore pour l'oxigène augmente par celle de la potasse pour s'unir à un acide. C'est elle qui dispose, pour ainsi dire le phosphore à s'emparer de l'oxigène de l'eau, tandis qu'une autre partie du phosphore mis en état gaseux par le calorique s'unit à l'hydrogène.

M. *Raymond*, professeur de chimie, à Lyon, a donné aussi un procédé pour obtenir le gaz hydrogène phosphoré.

Il consiste à faire un mélange de deux onces de chaux éteinte à l'air, d'un gros de phosphore coupé par petits morceaux, et d'une demi-once d'eau: on réduit le tout en une pâte molle, que l'on met promptement dans une petite cornue de grès lutée, et à laquelle on adapte un

tube recourbé, dont le diamètre intérieur ne doit pas avoir plus d'une ligne et demie, et qui, par une de ses extrémités, doit plonger sous une cloche pleine d'eau, dans une cuve à mercure. L'appareil ainsi disposé et les jointures étant parfaitement lutées, on procède alors à la distillation, en ayant soin de donner le feu graduellement. A peine la cornue commence à s'échauffer qu'il s'en dégage presqu'aussitôt du gaz hydrogène phosphoré.

Le résidu de l'opération, examiné ensuite par les réactifs appropriés, présente exactement les mêmes caractères que le phosphate natif de chaux.

La théorie de cette opération est absolument la même que celle appliquée aux phosphures quand ils sont humectés d'eau. L'eau est donc de même ici décomposée; l'un de ses principes, l'oxigène, est employé à l'acidification du phosphore qui, s'unissant alors à la chaux forme avec cette base du phosphate calcaire, tandis que l'hydrogène, autre principe de l'eau, fondu par le calorique, et enlevant avec soi une portion de phosphore, extrêmement divisée, passe, à la faveur du tube, sous les cloches à l'état de gaz hydrogène phosphoré.

C'est cette portion de phosphore, dans un état de division extrême, qui, étant tenue en dissolution dans ce gaz, sert à l'allumer, et lui donne la propriété qu'il a de brûler par le seul contact de l'air : aussi est-il démontré qu'il se forme toujours dans sa combustion, non-seulement de l'eau, mais aussi un peu d'acide phosphorique.

CHAPITRE XI.

Des Sulfures.

On appelle *sulfure*, la combinaison directe du soufre avec une base salifiable ; d'où résultent les sulfures alcalins et terreux.

Chaque base jouit d'une affinité particulière pour le soufre; mais cette affinité respective n'est pas encore bien déterminée. Il paraît cependant que l'affinité des terres est plus grande que celle des alcalis, car les sulfures alcalins sont décomposés par plusieurs terres.

Presque tous les sulfures peuvent être préparés de la même manière; il ne faut que favoriser l'union de la base avec le soufre, à l'aide du calorique; ce procédé cependant ne peut être employé pour le sulfure d'alumine : on se sert du charbon pour décomposer l'alun. Ce sulfure, qu'on appelle vulgairement *pyrophore*, ayant des propriétés tout-à-fait distinctes des autres, nous en parlerons à l'article *alun*.

Les autres terres arides sont dans le même cas ; l'affinité qu'elles ont pour le soufre est trop faible pour qu'on puisse les combiner directement avec le soufre. Pour préparer ces sortes de sulfures, on fait également rougir les sulfates de ces terres, préalablement mêlés avec du charbon.

La préparation des sulfures, en général, s'opère en faisant rougir dans un creuset, une base avec le soufre.

Les caractères génériques de ces sortes de composés, sont :

1°. De ne point avoir d'odeur, lorsqu'ils sont parfaitement secs; 2°. d'être tous décomposables à une haute température, alors le soufre se volatilise, et la base reste dans le creuset; 3°. de se fondre, les uns présentant l'aspect d'une huile, les autres n'éprouvant qu'une fusion pâteuse; 4°. d'être inaltérables au contact de l'air sec, et de changer de couleur à l'air humide, en absorbant de l'oxigène et de l'eau; dans cet état, ils répandent une odeur fétide; 5°. d'être plus ou moins solubles dans l'eau, et de lui communiquer une couleur plus ou moins brune, et une odeur d'œuf gâté. Les sulfures ainsi dissous constituent les sulfures hydrogénés, qui doivent faire l'objet du chapitre suivant; 6°. d'être décomposés par tous les acides. Si le sulfure et l'acide sont parfaitement secs, on peut, à l'aide du calorique, unir la base à l'acide et volatiliser le soufre, sans qu'il ne se manifeste aucune odeur. L'acide phosphorique vitrifié réduit en poudre, remplit très-bien cette condition ; mais si l'acide est humecté, l'odeur a lieu.

Préparation des sulfures terreux.

On chauffe dans un creuset un mélange d'une partie de chaux vive, sur une et demie de soufre bien pulvérisé. Le mélange s'aglutine en une masse grise-verdâtre, âcre, inodore, fusible, décomposable par un grand feu, dont les acides secs séparent le soufre. Si ce composé est humecté, soit par son contact avec l'air, soit par de l'eau ajoutée, il

change de couleur, passe au vert et au jaune, répand une odeur fétide, et devient *sulfure hydrogéné.*

Ce sulfure est peu soluble dans l'eau.

Le sulfure de magnésie peut se préparer de la même manière; il est peu soluble et retient peu de soufre.

Les sulfures de strontiane et de barite, pour être en état de pureté, doivent être préparés de la même manière. On fait rougir dans un creuset un mélange de soufre et de barite, ou bien on chauffe dans un creuset huit parties de sulfate de barite, avec une partie et demie de charbon. La solubilité de ce sulfure dans l'eau est plus grande que celle du sulfure de chaux; mais elle s'éloigne encore de beaucoup de celle des sulfures alcalins.

Sulfures alcalins.

Ces sulfures, appelés par les anciens chimistes, *foie de soufre* (*hepar sulfuris*), se préparent comme il suit:

On met une partie et demie de potasse caustique, privée d'eau le plus possible, dans un creuset; on la fait fondre; quand elle est en fusion ignée, on y ajoute une partie de soufre à différentes fois; on chauffe doucement pendant environ une demi-heure. Quand la fusion des matières est complette, on coule le composé liquide sur un marbre, ou sur une pierre polie, que l'on a soin auparavant de frotter d'un peu d'huile; on couvre ensuite la matière, on la laisse refroidir, et on la casse par morceaux.

Ou bien on fait un mélange de soufre et de potasse, qu'on projette dans un creuset, préalablement chauffé au rouge, et on le couvre promptement.

Si, au lieu de potasse caustique, on emploie la potasse

carbonatée du commerce, il faut deux parties de cette substance sur une de soufre.

Le sulfure de potasse, ainsi obtenu, est d'un brun-rougeâtre plus ou moins foncé, et qui ressemble assez au foie de certains animaux; c'est pour cette raison qu'on avait nommé ce sulfure, *foie de soufre.* Ce sulfure est rarement pur; il est toujours hydrogéné, parce qu'on ne peut entièrement sécher les matières; alors le peu d'eau qui y reste se décompose. Sa saveur est âcre, amère; sur la peau, il fait une tache brune.

Le sulfure de potasse est fusible; une partie du soufre se volatilise; mais la plus grande partie se combine avec l'oxigène de l'air, et il se forme du sulfite et du sulfate de potasse.

Ce sulfure verdit et détruit un grand nombre de couleurs végétales; il colore et ronge les matières animales, mais plus difficilement que la potasse pure.

Il est très-soluble dans l'eau; alors sa couleur passe au vert; le mélange acquiert une odeur fétide.

Le sulfure de soude exige la même préparation, et ses caractères ont beaucoup de rapport avec celui de potasse.

En général, tous les sulfures à l'état sec, présentent peu d'intérêt; ce n'est que leur solution dans l'eau qui offre des phénomènes remarquables, ce qui constitue un autre ordre de corps.

CHAPITRE XII.

Sulfures hydrogénés, ou Hydro-Sulfures sulfurés.

Nous avons vu que tous les sulfures jouissaient de la faculté de se dissoudre dans l'eau; c'est le procédé le plus simple de se procurer les sulfures hydrogénés, d'où il résulte que ces composés ne sont autre chose qu'un sulfure dissous dans l'eau.

Il est évident que l'on pourrait se procurer tous les sulfures hydrogénés par ce moyen; mais comme quelques sulfures terreux sont peu solubles, on préfère suivre un autre procédé.

Par exemple, on fait bouillir la chaux vive et la magnésie mêlées au soufre dans un matras avec dix fois leur poids d'eau, qu'on ajoute peu-à-peu. On obtient ainsi un sulfure hydrogéné de chaux ou de magnésie, qui est d'un rouge jaunâtre.

Quand on veut faire servir le sulfure de chaux au blanchiment, on le prépare de la manière suivante : on prend quatre livres de soufre en poudre fine, vingt livres de chaux éteinte et passée au tamis, et 64 pintes d'eau; on tient ce mélange en ébullition pendant une demi-heure, en le remuant fortement et à plusieurs reprises. L'ébullition cessée, la solution du sulfure calcaire s'éclaircit; on peut

retirer, avec un siphon, la liqueur du dépôt de matière insoluble qui se précipite au fond.

On verse encore 64 pintes d'eau sur le dépôt pour enlever entièrement le sulfure qui reste; quand la liqueur sera éclaircie (il faut qu'auparavant elle ait été bien agitée), on la tire, et on la mêle avec la première; à ce mélange des deux liqueurs, on ajoute 132 pintes d'eau, afin de l'affaiblir au degré nécessaire pour l'immersion des toiles. Les toiles doivent être trempées dans la solution de soufre pendant 12 à 15 heures, et ensuite bien lavées. Quand elles sont sèches, on les trempe encore pendant 12 à 14 heures dans une solution de muriate oxigéné de chaux, ou dans l'acide muriatique oxigéné, dans lequel on ajoute un peu de potasse ou de craie pour le rendre inodore. On lave encore les toiles, et on les fait sécher; il faut répéter l'opération jusqu'à ce que les toiles soient parfaitement blanches.

Quant aux sulfures hydrogénés alcalins, dont les sulfures sont très-solubles dans l'eau, on peut se contenter de les disssoudre dans ce menstrue pour en former des sulfures hydrogénés.

On peut encore les obtenir par la voie humide; mais ils contiennent moins de soufre que ceux préparés par la fusion.

A cet effet, on fait bouillir l'alcali caustique avec le soufre dans l'eau, ayant soin de ne point employer de vases métalliques; car ces combinaisons agissent sur presque tous les métaux, et en dissolvent plus ou moins. On met donc dans un matras deux parties de potasse caustique, une partie de soufre, et six fois le poids total du mélange d'eau pure : on place le matras sur un bain de sable, et l'on chauffe par degrés. On obtient un sulfure de potasse hydro-

géné, qui, par l'action continue des matières dont il est composé, dépose du soufre, et se décolore à la fin.

Les sulfures hydrogénés de barite et de strontiane peuvent aussi se préparer par la fusion, et par la voie humide.

M. *Berthollet* a répandu beaucoup de lumière sur ces composés; c'est à lui que nous devons la théorie des phénomènes qui se passent pendant leur formation.

Au moment où le sulfure s'humecte ou se dissout dans l'eau, il décompose une partie de ce liquide. L'oxigène de l'eau se porte sur une partie du soufre, et l'acidifie, l'hydrogène de l'eau s'unit à une autre partie de soufre, et forme l'hydrogène sulfuré, dont quelque bulles se dégagent et donnent naissance à l'odeur fétide; mais la plus grande partie se combine à la base. D'après M. *Gay-Lussac*, il ne se forme jamais de sulfate, mais bien des sulfites ou des sulfites sulfurés. Il y a en outre un excès de soufre non combiné à l'hydrogène.

On sait que ni la potasse ni le soufre, mis isolément en contact avec l'eau, n'ont pas la faculté de décomposer l'eau; il faut donc que cette tendance soit doublée par la réunion de ces substances. Il paraît qu'il y a quatre forces qui agissent: 1°. l'attraction du soufre pour l'oxigène; 2°. celle de la potasse pour l'acide sulfureux; 3°. celle de l'hydrogène pour le soufre; 4°. et celle de l'hydrogène sulfuré pour la base: ce sont des attractions prédisposantes.

Tous les sulfures hydrogénés sont liquides, d'une couleur jaune ou brunâtre.

Le calorique qui les porte à l'ébullition en dégage un peu de gaz hydrogène sulfuré, et un peu de soufre se précipite.

En contact avec l'air, ils changent de couleur et passent du brun au verdâtre et au jaune-blanchâtre. L'air se décompose, son oxigène se porte sur l'hydrogène sulfuré, forme de l'eau et oxide le soufre, d'où résulte par degrés un sulfite, et ensuite un sulfate. Le soufre qui n'est plus tenu en dissolution par la base se précipite.

Tous les acides, sans exception, les décomposent; ils s'emparent de la base, le gaz hydrogène sulfuré se dégage, et le soufre se précipite en blanc, probablement parce qu'il retient un peu d'hydrogène.

L'hydrogène sulfuré dissout dans l'eau, a une action analogue aux acides sur les sulfures hydrogénés; il sature la base, et le soufre se précipite.

Ils décomposent toutes les dissolutions métalliques, et y forment un précipité plus ou moins coloré, qui varie suivant le métal employé.

Les métaux et les oxides métalliques ont la propriété de décomposer les sulfures hydrogénés. (*Voyez* chaque métal pour les détails de ces décompositions, et le mémoire de M. *Gay-Lussac*, *Annales de Chimie*, tome 80.)

Sulfure hydrogéné d'ammoniaque.

On ne peut préparer ce sulfure comme les précédens, parce que l'élasticité ainsi que la volatilité de l'ammoniaque mettent obstacle à l'union avec le soufre.

Pour l'obtenir, on mêle ensemble, dans un mortier de marbre, trois parties de chaux vive tamisée, une partie de muriate d'ammoniaque et une demi-partie de soufre sublimé; on introduit le mélange dans une cornue de grès lutée, et l'on y adapte une alonge et un récipient, avec un

dans le ballon de l'hydro-sulfure sulfuré d'ammoniaque, qui a les mêmes propriétés que les autres sulfures hydrogénés.

Le sulfure hydrogéné d'ammoniaque saturé de soufre, a une consistance huileuse; l'hydrogène sulfuré n'en précipite point de soufre; au moindre contact de l'air qui agit d'abord sur l'hydrogène, il blanchit, se trouble et abandonne du soufre. Au reste, ce sulfure, d'une couleur orangé foncé, possède tous les caractères des précédens.

Les sulfures hydrogénés sont très-utiles comme réactifs, principalement par la propriété qu'ils ont de décomposer les dissolutions métalliques, de former des sulfures et des oxides sulfurés; par les couleurs variées des précipités, on parvient à distinguer les métaux précipités. Ces sulfures sont aussi très-utiles dans l'analyse des eaux minérales.

Quant à l'ammoniaque, il est essentiel de la mettre dans le dernier flacon de l'appareil.

Les choses ainsi disposées, on verse dans le matras, par un tube recourbé et terminé par un petit entonnoir, de l'acide sulfurique étendu de trois ou quatre parties d'eau. Le gaz hydrogène sulfuré traverse d'abord l'eau du premier flacon et s'y purifie, passe ensuite dans le second et se combine à la base, lorsque celle-ci en est saturée : le gaz opère les mêmes phénomènes dans les autres flacons ; alors on prend la liqueur dans laquelle était la chaux, on dégage ce qui est excédant à la combinaison. Si on évapore convenablement la liqueur, on obtient un sel qui cristallise en prisme. Ce sel est très-dissoluble dans l'eau ; il est sans couleur ; il est aussi quelquefois rougeâtre.

Les dissolutions concentrées de potasse et de soude étant saturées, donnent une liqueur blanche qui, évaporée, ne donne pas facilement de cristaux : cependant, l'hydro-sulfure de soude est susceptible de cristalliser spontanément en prismes tétraèdres rectangles, terminés par des pyramides à quatre faces ; quelquefois aussi en octaèdres.

J'ai également obtenu des prismes alongés du lait de chaux, dans lequel j'avais fait passer un circuit de gaz hydrogène sulfuré.

Quoique les hydro-sulfures de barite et de strontiane puissent se préparer en faisant passer le gaz hydrogène sulfuré à travers les bases dissoutes ou délayées dans l'eau ; il existe un moyen plus expéditif ; c'est de faire dissoudre le sulfure de barite ou de strontiane dans l'eau bouillante, et de filtrer la liqueur chaude dans un flacon qu'on bouche bien ; on obtient des cristaux très-blancs, et

la liqueur surnageante a une couleur jaune, dans laquelle le sulfure hydrogéné est en solution.

L'hydro-sulfure d'ammoniaque se prépare en faisant passer le gaz hydrogène sulfuré à travers l'ammoniaque. Ce composé est susceptible de cristalliser.

Les caractères génériques des hydro-sulfures sont :

1°. D'être parfaitement blancs lorsqu'ils sont saturés d'hydrogène sulfuré ;

2°. De passer au jaune par le contact de l'air ; une partie de l'oxigène de l'air brûle l'hydrogène et forme de l'eau, d'où résulte un excès de soufre qui donne à la liqueur une couleur jaune ; une autre partie est convertie en acide sulfureux, et donne naissance à un sulfite qui passe à l'état de sulfate ; mais ceux de chaux, de strontiane et de barite restent à l'état de sulfite ;

3°. De verdir l'infusion ou le sirop violat, en raison d'un excès de base qu'on ne peut pas saturer ;

4°. D'être décomposés par le calorique ; alors le gaz hydrogène sulfuré se dégage. Si les hydro-sulfures sont bien saturés, et s'ils sont altérés, il y a en même tems du soufre précipité ;

5°. De dissoudre à froid une certaine quantité de soufre, ce que l'on n'obtient pas avec les dissolutions alcalines. Cette différence explique pourquoi l'hydrogène sulfuré ne décompose pas complettement les sulfures hydrogénés ;

6°. D'être décomposés par les acides. Ils se combinent avec les bases, et dégagent du gaz hydrogène sulfuré sans précipiter de soufre, à moins qu'ils soient altérés et transformés en partie en sulfures hydrogénés ; dans ce cas, il se dépose du soufre, et la quantité de cette substance corres-

pond à son altération. Les acides qui cèdent facilement leur oxigène, agissent sur les hydro-sulfures hydrogénés en brûlant l'hydrogène, précipitent du soufre, et forment une combinaison saline selon la constitution et les proportions que l'on a employées.

Quand on verse, dans une dissolution d'un hydro-sulfure bien blanc, une petite quantité d'acide muriatique oxigéné, cet acide opère en un instant ce que ferait l'air en vingt-quatre heures. La liqueur devient jaune, parce qu'une partie de soufre se met à nu; alors l'acide sulfurique y forme un précipité qui n'avait pas eu lieu auparavant;

7°. De n'être point précipités, comme les sulfures hydrogénés, par l'hydrogène sulfuré;

8°. De ne point précipiter les sels terreux;

9°. De pouvoir, à l'aide du mercure, enlever aux hydro-sulfures l'excès du soufre qu'ils peuvent contenir. A cet effet, on agite ce métal avec les hydro-sulfures devenus jaunes à l'air;

10°. De décomposer les dissolutions métalliques sans précipiter la terre qui se trouve souvent dans le même sel, moyen précieux pour séparer les métaux des terres.

On doit à M. *Gay-Lussac* quelques expériences sur l'action mutuelle des oxides métalliques et des hydro-sulfures alcalins. (*Annales de chimie*, tome 78.)

Ce chimiste a reconnu,

1°. Que les oxides métalliques dans lesquels l'oxigène est très-condensé, tels que ceux de zinc et de fer, ne décomposent pas les hydro-sulfures;

2°. Que tous les autres oxides décomposent les hydro-

sulfurés, et donnent des produits dont quelques-uns varient suivant la nature particulière des oxides ;

3°. Qu'il ne se forme jamais d'oxide sulfurique ;

4°. Qu'il se forme constamment de l'eau, du sulfite ou des sulfites sulfurés, et souvent des sulfures métalliques ;

5°. Qu'il n'est par conséquent point possible d'obtenir pures les bases des hydro-sulfures, au moyen des oxides métalliques ;

6°. Que lorsqu'on dissout un sulfure dans l'eau, il ne se forme jamais de sulfate comme on le croyait, mais bien des sulfites ou des sulfites sulfurés.

Fin du Tome premier.

TABLE DES MATIÈRES.

TOME PREMIER.

Fin de la Table des Matières.

